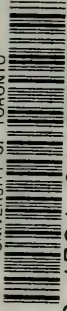
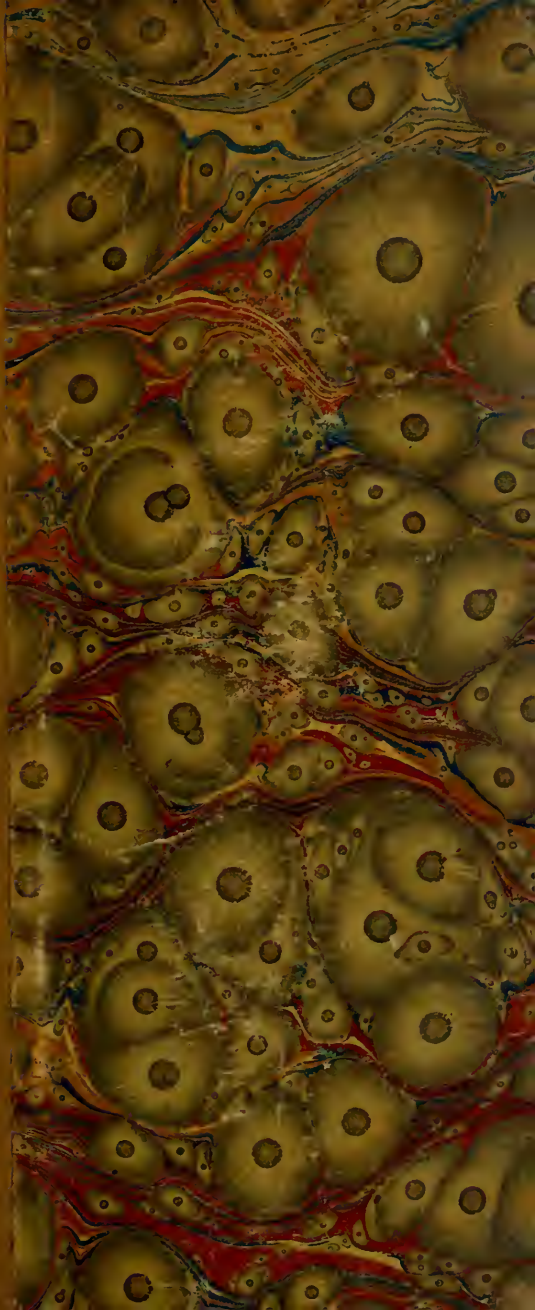


UNIVERSITY OF TORONTO



3 1761 01179065 6



3013



DICTIONNAIRE
DE CHIMIE
ET
DE PHYSIQUE

N° 8215 4.5

DICTIONNAIRE DE CHIMIE

ET

DE PHYSIQUE

PAR

M. FERD. HOEFER

TROISIÈME ÉDITION

REVUE ET AUGMENTÉE D'UN SUPPLÉMENT

Contenant les résultats des découvertes les plus récentes

PARIS

LIBRAIRIE DE FIRMIN DIDOT FRÈRES, FILS ET C^{IE}

IMPRIMEURS DE L'INSTITUT, RUE JACOB, 56

1860

L'auteur et les éditeurs se réservent le droit de traduction
et de reproduction à l'étranger.

QD
5
H57
1860



AVIS DES ÉDITEURS.

La chimie et la physique président à la destinée des arts et de la civilisation industrielle. Le public, aujourd'hui plus que jamais porté à l'étude des connaissances pratiques, nous saura peut-être gré d'avoir cherché à vulgariser ces deux sciences, en les présentant sous la forme d'un dictionnaire à la fois commode et accessible à tout le monde. Les traités systématiques, dont le nombre s'accroît de jour en jour, ne s'adressent guère qu'aux élèves qui, par conviction ou par intérêt, embrassent les doctrines de leurs maîtres.

Notre dictionnaire de chimie et de physique est plus complet qu'il n'en a l'apparence : il renferme la matière d'au moins 4 volumes in-8° ordinaires. Indépendamment de plusieurs articles très-étendus, on y trouvera des faits qu'on chercherait en vain dans les ouvrages scientifiques les plus acérés. Ces faits ont été en grande partie empruntés à des recueils périodiques allemands les plus estimés, parmi lesquels il suffit de citer : *Annalen der Physik und Chemie*, v. Poggendorff ; *Annalen der Chemie und Pharmacie*, v. Liebig et Woehler ; *Journal für praktische Chemie*, v. Erdmann et Marchand ; *Repertorium der Pharmacie*, v. Buchner.

Les savants eux-mêmes pourront y puiser des renseignements utiles et intéressants. Enfin, les élèves et les

gens du monde apprécieront l'absence de toute vue systématique ainsi que la lucidité avec laquelle sont exposés des sujets souvent arides et obscurs.

M. Hofer, qui a bien voulu consacrer un temps considérable à ce travail, était, par ses études spéciales et ses connaissances linguistiques, plus en état que tout autre d'accomplir cette tâche difficile. On lui est déjà redevable de plusieurs ouvrages scientifiques justement estimés, et celui-ci ne rendra pas moins de services à la science.



AVANT-PROPOS

DE LA DEUXIÈME ET DE LA TROISIÈME ÉDITION.

La rapidité avec laquelle la première édition du *Dictionnaire de Chimie et de Physique* a été épuisée est le meilleur éloge qu'on puisse faire de ce livre utile. La seconde édition, que nous venons d'offrir au public, contient une innovation heureuse qu'il importe de signaler.

Tous les jours la science enregistre de nouvelles découvertes. Mais parmi ces découvertes il en est qui sont démenties ou rectifiées souvent le lendemain; d'autres, avant d'être définitivement accueillies, ont besoin d'un contrôle sévère; d'autres enfin, purement théoriques, n'expliquent qu'un petit nombre de faits, et disparaissent dès que le cadre des observations s'élargit. Tel est, du reste, le sort de la plupart des théories : elles ne sont bonnes que pour un temps, bien qu'elles aient la prétention d'enchaîner l'avenir. Nous ne parlons pas même de ces théories qui, faute d'un point d'appui solide, tombent presque au moment même de leur apparition.

Les progrès incessants des sciences physiques font comprendre l'utilité des *Annuaire*s; mais dans ces *Annuaire*s on se borne à reproduire sous une forme abrégée, et dans un ordre plus ou moins méthodique, tous les travaux qui ont été publiés pendant le cours d'une année : pour éviter la reproche d'être incomplet, on doit y mentionner les faits quelquefois les plus insignifiants. Qui se charge alors de trier ces matériaux entassés, et d'en choisir ce qui est vraiment bon, utile, intéressant? C'est au lecteur qu'on

en laisse le soin. Eh bien ! les résultats de ce triage se trouvent consignés dans le *Supplément* à la deuxième édition de notre Dictionnaire. Ce *Supplément* présente donc tous les avantages d'un *Annuaire* sans en avoir les inconvénients. Voilà l'innovation que nous avons à signaler.

Nous ajouterons encore que tous les poids atomiques, si souvent retouchés dans ces derniers temps, ont été soumis à une révision exacte. Nous avons, pour tous les corps simples, adopté les nombres inscrits dans les tables qui se trouvent à la fin du tome IV de la dernière édition du *Traité de Chimie* de Berzélius.

Quant à la troisième édition de ce Dictionnaire, elle a été particulièrement enrichie des travaux tout récents, qui presque tous sont de véritables découvertes, de M. Sainte-Claire Deville et de M. Gaudin. C'est sur le zèle infatigable de ces deux grands investigateurs que paraît actuellement reposer, du moins en France, tout l'avenir de la chimie minérale qui, depuis une quarantaine d'années, avait été malheureusement trop négligée.



DICTIONNAIRE DE CHIMIE

ET

DE PHYSIQUE.

A

ABE

ABS

ABERRATION. (*Astronomie.*) Mouvement apparent par lequel les astres paraissent décrire des ellipses autour du point qu'ils occupent. Ce mouvement apparent des étoiles a été découvert en 1728 par Bradley. Cet astronome nous en a donné l'explication : d'un côté, la lumière, ainsi que Römer l'a démontré en 1673 et 1676, met un certain temps à parcourir l'espace qui nous sépare des corps lumineux, et pendant ce temps notre globe avance toujours dans son orbite; d'un autre côté, nous ne voyons les objets que dans la direction du dernier rayon qui frappe notre œil. Il en résulte que les astres n'occupent pas réellement le point où ils apparaissent à l'observateur placé sur la terre et emporté par celle-ci dans son mouvement annuel. Le rayon de lumière émis change aussi de direction, à mesure que la terre parcourt son orbite et s'incline sur l'écliptique. Cet orbite étant une ellipse, l'étoile observée doit paraître décrire aussi une ellipse. On a calculé que le plus grand angle d'aberration ne dépasse pas $20''\frac{1}{4}$.

ABERRATION. (*Optique.*) Dispersion des rayons de lumière dans les lunettes, et en général dans tous les instruments d'optique. Il y a deux causes d'aberration : la sphéricité, et la réfrangibilité. Il y a aberration de sphéricité lorsque les rayons, partis d'un objet éclairé, sont reçus par un verre d'une courbure sphérique; ce verre ne réunit pas en un seul point tous les rayons qu'il reçoit : plus l'ouverture du verre est considérable, plus l'aberration est grande. Pour que l'aberration soit nulle, en se servant d'un miroir concave, il faut que l'ouverture de ce miroir ne dépasse pas 8 ou 10°. Quant aux lentilles, il importe de déterminer exactement la limite de la grandeur de l'ouverture de ces verres, afin d'obtenir la plus grande netteté possible des images. En général, cette limite ne doit pas dépasser 10 ou 12°.

Les couleurs qui composent un rayon de lumière, n'étant pas toutes également réfran-

gibles, occasionnent l'aberration de réfrangibilité. Lorsque ce rayon traverse une lentille, la décomposition de la lumière nuit à la netteté des images, qui paraissent entourées des couleurs de l'iris. Ce phénomène n'aurait pas lieu si les rayons colorés se réunissaient au même point, après leur sortie du verre. Pour remédier à cette aberration, on fait usage de verres achromatiques, qui ont la propriété de dévier les rayons, tout en donnant à leur foyer des images incolores. Voyez ACHROMATISME.

ABSINTHIQUE (Acide). Suivant M. Braconnot, les tiges et les feuilles de l'absinthe (*artemisia absinthium*, L.) renferment un acide particulier, susceptible de donner avec l'ammoniaque un sel cristallisable. Pour obtenir cet acide pur, on traite le décoctum des tiges et des feuilles d'absinthe par l'acétate de plomb en excès; le précipité volumineux, d'un jaune sale, qui se forme, est mélangé avec quatre fois son volume d'eau et décomposé par l'hydrogène sulfuré, sous l'influence d'une température de 60 à 70°. Le sulfure de plomb, insoluble, est séparé par le filtre; et la liqueur, filtrée, est évaporée jusqu'à consistance sirupeuse. Le résidu de l'évaporation est traité par l'éther, qui enlève une matière résineuse colorante. Enfin la solution éthérée laisse, après l'évaporation, une matière cristalline et sublimable sans altération. C'est là ce que M. Braconnot avait appelé *acide absinthique*. M. Zwenger a repris récemment l'examen de cette matière (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, octobre 1815); il est parvenu à constater que l'acide absinthique de M. Braconnot n'est que de l'*acide succinique*, représenté par la formule $C_4 H_2 O_3 + HO$. L'équivalent de cet acide, qui sature 1 équivalent de base, est 627,57. — L'acide succinique n'existe qu'en très-petite quantité dans l'absinthe; quarante livres de feuilles et de tiges sèches en ont fourni à peine un gramme. Il se trouve dans cette plante à l'état de suc-

mate acide de potasse. L'existence de cet acide dans l'absinthe, et sans doute dans beaucoup d'autres végétaux, pourra jeter quelque lumière sur la formation du succin.

ABSORPTION. On donne le nom d'absorption à la pénétration latine et successive d'un liquide ou d'un gaz soit dans une matière inorganique, soit dans une matière vivante. Ainsi, dans le monde inorganique, l'oxygène, le chlore, l'hydrogène et beaucoup d'autres gaz sont absorbés par les métaux, par le charbon, par la pierre ponce, etc. Pour les métaux, cette absorption est une véritable combinaison chimique, tandis que pour le charbon et la pierre ponce c'est une simple condensation des gaz dans les intervalles d'une substance poreuse. Cette condensation est souvent si intime, qu'une température même assez élevée ne suffit pas pour expulser tout le gaz. L'air, qui se trouve souvent très-fortement condensé dans certaines substances poreuses, peut devenir une des principales causes d'erreur dans les analyses chimiques. — Pour trouver la quantité de gaz qu'un certain poids de charbon est capable d'absorber, il faut d'abord que celui-ci soit privé de tous les gaz qu'il absorbe à l'air. On y arrive, soit en plaçant le charbon dans le vide, soit en le faisant rougir en vase clos. Le charbon qui a été rougi absorbe toujours une quantité de gaz sensiblement plus grande que celui qui a été soumis au vide dans la machine pneumatique; ceci tient à ce que cette machine ne produit qu'un vide imparfait.

Saussure remarqua que le charbon récemment rougi, exposé d'abord à l'air, puis au vide de la machine pneumatique, absorbe moins de gaz que le charbon simplement rougi, mais plus que le charbon ordinaire, qui, bien que privé d'air, conserve toujours quelque humidité.

La plupart des appareils, imaginés pour mesurer exactement le degré d'absorption du charbon, ont l'inconvénient de ne pas laisser échapper complètement l'air; dans quelques-uns, les gaz sont en contact avec l'eau, qui est en partie absorbée par le charbon et entrave ainsi l'absorption.

Les quantités de gaz absorbées dépendent :

- 1° De la nature du gaz ;
- 2° De la nature du charbon ;
- 3° De la pression extérieure ;
- 4° De la température ;
- 5° Du mélange d'autres gaz ;
- 6° De la présence de matières non gazeuses dans le charbon.

D'après Saussure, une mesure de charbon de buis de 11 à 15° c., et sous une pression atmosphérique de 0, m. 721, absorbe :

Gaz ammoniac,	90 mesures.
— chlorhydrique,	83
— sulfureux,	63
— hydrosulfuré,	55
— protoxyde d'azote,	40
— acide carbonique,	33

Gaz oléifiant,	33
— oxyde de carbone,	9,12
— oxygène,	9,23
— azote,	7,3
— hydrogène,	1,75.

D'après les expériences de Saussure, la pulvérisation du charbon diminue la force d'absorption : 4,92 centimètres cubes de charbon de buis pesant 2,91 grammes, et privé d'air par la machine pneumatique, absorbent 53,3 centimètres cubes d'air atmosphérique. Réduit en une poudre impalpable, passée au tamis, le même charbon de buis n'absorbe que 20,8 centimètres cubes d'air, c'est-à-dire 4,23 fois le volume qu'il avait à l'état solide; et comme par la pulvérisation il est réduit à occuper un espace de 7,3 centimètres cubes, le volume de l'air absorbé n'est que le triple de celui du charbon compacte. Ainsi, l'absorption paraît être diminuée par la destruction des cellules du charbon; elle paraît être en proportion inverse avec le diamètre interne des cellules du charbon.

La présence d'un gaz dans le charbon favorise éminemment l'absorption d'un autre gaz. D'après les expériences de Saussure, un charbon saturé d'azote, porté dans le gaz oxygène, retient une plus grande quantité d'azote et absorbe plus de gaz oxygène qu'il n'en faudrait selon les simples lois de l'absorption, applicables au charbon. Le charbon, saturé de gaz oxygène, se comporte de la même manière à l'égard de l'hydrogène, et celui, saturé d'hydrogène, est de même à l'égard de l'azote, tandis que l'azote n'admet pas, d'après Saussure, l'absorption du gaz acide carbonique. La loi que Dalton assigne à l'absorption par l'eau des gaz mélangés ne trouve donc point ici son application. Cependant, il est possible que ces divergences que présente l'absorption par le charbon proviennent de ce que le gaz oxygène, ainsi condensé, a éprouvé, dans quelque cas, une véritable combinaison chimique, en donnant naissance à du gaz acide carbonique. La *magnésie*, l'*ardoise happante*, l'*asbeste*, l'*hydrophane*, le *quartz* et le *plâtre*, absorbent plus de gaz azote que d'hydrogène; au contraire, toutes les matières organiques absorbent plus d'hydrogène que de gaz azote.

D'après Saussure, la pression de l'air a la même influence sur l'écume de mer (*magnésite*) que sur le charbon; car, 15,27 centimètres cubes d'écume de mer absorbent, à 0, m. 725 de pression, 42,3 centim. cub. de gaz azote; et, à 0, m. 228 de pression, 50,3 cent. cub. Si des corps solides sont, d'après ce que nous venons de dire, susceptibles d'absorber des gaz, nous pouvons admettre que l'absorption est encore plus forte pour les vapeurs, puisque celles-ci perdent plus facilement leur élasticité.

Tout corps solide paraît attirer l'humidité de l'atmosphère, même lorsque l'air n'en paraît pas saturé. La quantité de vapeur ainsi absorbée varie selon l'état et la nature des corps, ainsi que selon l'état hygrométrique de

l'air. *Leslie* a démontré avec quelle avidité le *trapp* en décomposition, la balle d'avoine, etc., absorbent la vapeur d'eau; pour faire congeler l'eau sous le récipient de la machine pneumatique, il avait disposé de la poudre de *trapp* sèche, de manière à faire absorber la vapeur d'eau, à mesure qu'elle se formait par l'action du vide.

D'après *Rumford*, 100 parties en poids de bois de sapin séché absorbent à l'air, en été, 10 parties d'eau, et 21 en hiver. Il est reconnu que des minéraux pulvérisés, l'oxyde de cuivre, etc., peuvent absorber une forte proportion d'eau, en restant peu de temps exposés à l'air. Enfin, il est facile de s'assurer que plus l'air est saturé de vapeur d'eau à une température donnée, plus les corps absorbent d'humidité; et comme la quantité de vapeur absorbée peut se reconnaître par le poids, ainsi que par diverses modifications dans la forme, ces corps peuvent servir d'hygromètres. C'est ce qui leur a valu le nom d'*hygrométriques*. *Buchner* a observé que du papier humecté d'une huile volatile, ou même que des fleurs, comme les roses, le sureau, le *verbascum*, etc., perdent leur odeur après avoir été fortement séchés, mais la recouvrent aussitôt, si on les expose à l'air humide, ou qu'on les arrose.

C'est ce qui explique une expérience curieuse d'*Engelhard*, d'après laquelle 12,75 livres de science d'anis, qui étaient exposés à l'air depuis vingt ans et n'avaient plus qu'une faible odeur, fournirent, lorsqu'on les eut arrosées, 5 $\frac{3}{8}$ onces d'huile volatile, à la distillation. *Saussure* présumait déjà que les parfums des fleurs ne s'évaporent qu'avec l'humidité qui les entraîne.

Absorption par les liquides. On doit ranger dans cette classe :

1° L'absorption des gaz oxygène et chlore par le phosphore liquéfié et par des métaux en fusion, ou d'autres combinaisons de corps simples, dans lesquelles disparaît la forme de gaz ou de vapeur;

2° L'absorption du gaz oxygène par des solutions salines et celle du gaz ammoniac par des acides liquides;

3° L'absorption de la vapeur d'eau par l'acide sulfurique et par quelques autres fluides, avides d'eau;

4° L'absorption de toute espèce de gaz par l'eau, par l'esprit-de-vin, par l'huile ou d'autres fluides, soit acides, soit neutres.

Les trois premières divisions sont évidemment du ressort de la chimie : la combinaison est toujours accompagnée de dégagement de calorique. Plusieurs cas d'absorption du n° 4 sont également chimiques; pour les autres, la question n'est pas encore résolue.

L'eau, mise en contact avec un gaz, n'en peut absorber qu'une portion déterminée; quand elle est arrivée à ce point, elle en est saturée et laisse sans l'absorber tout l'excédant.

Pour savoir quelle quantité de gaz l'eau

absorbe, dans différentes circonstances extérieures, il faut employer de l'eau parfaitement pure, c'est-à-dire de l'eau non-seulement débarrassée, par la distillation, des sels qu'elle pourrait contenir, mais encore qui ne renferme plus rien des gaz que s'assimile toute eau exposée à l'air. Elle est privée de ces gaz par l'ébullition, ou par le vide, ou par ces deux moyens à la fois.

La quantité de gaz que l'eau absorbe dépend :

- 1° De la nature du gaz,
- 2° De la pression extérieure,
- 3° De la température,
- 4° De la présence d'autres espèces de gaz.

Une mesure d'eau absorbe en volumes :

Gaz fluoborique.	700. J. Davy.
— ammoniac.	780. Thomson.
— chlorhydrique.	816. Thomson.
— fluo-silicique.	265. J. Davy.
— sulfureux.	53. Thomson.
— oxyde de chlore.	7. Stadion.
— éyanogène.	4,3. Gay-Lussac.
— hydrogène sélénié.	5. Berzelius.

Combien l'eau, mélangée de deux ou de plusieurs gaz, tous également absorbables, admet-elle de chaque espèce de gaz? En cherchant à résoudre cette question, *Dalton* est parvenu à établir la loi suivante : La proportion de l'absorption d'un mélange de gaz dépend de la densité du résidu non absorbé : elle est, par conséquent, la même que si l'eau était réunie avec chacun de ces gaz à la même température. Exemple: l'air contient, dans 100 volumes, 21 mesures d'oxygène et 79 volumes de gaz azote; l'eau, en contact avec l'air, absorbera autant de fois 0,21 d'oxygène et 0,79 de gaz azote qu'elle aurait absorbé de chaque gaz pris isolément; et comme l'oxygène est plus facilement absorbé que le gaz azote, l'eau se laisse imprégner d'une proportion d'oxygène plus grande que celle qui, mêlée à 7 vol. d'azote, constitue l'air; en d'autres termes, si 1 volume d'eau absorbe $\frac{1}{27}$ vol. d'oxygène et $\frac{1}{10}$ vol. de gaz azote, 1 vol. d'eau, en contact avec l'air, absorbera $\frac{1}{27} \times \frac{10}{100} = 0,00778$ vol. d'oxygène et $\frac{1}{10} \times \frac{79}{100} = 0,01973$ vol. de gaz azote; ce volume d'eau absorberait donc 0,02753 mesures d'un air contenant 22,2 pour 100 d'oxygène. Si l'eau est en contact avec une petite quantité d'air, elle ne peut pas absorber autant de gaz oxygène que lorsque l'air offre une large surface; en effet, dans le résidu, la proportion d'azote est augmentée : il y a moins de 0,21 d'oxygène et plus de 0,79 d'azote.

Brownrigg avait déjà remarqué que de l'eau gazeuse minérale, contenue dans un vase bouché avec une vessie flexible, ne développe aucun gaz à une faible chaleur, et, à une plus grande température, elle n'en dégage qu'une partie; tandis que cette même eau, exposée au contact de l'air, perd bientôt son acide carbonique.

Lorsqu'on veut préparer de l'eau minérale artificielle avec de l'eau contenant de l'air, il faut soumettre le gaz acide carbonique à une pression de 5 à 1 atmosphères; le gaz est alors

absorbe, et on expulse presque tout l'air, en laissant échapper, par un robinet, les dernières portions mêlées de gaz acide carbonique; on peut alors imprégner l'eau d'une grande quantité de gaz acide carbonique.

MM. Gay-Lussac et de Humboldt dégagèrent l'air de différentes sortes d'eaux, par une longue ébullition. Le volume d'air ainsi dégagé de l'eau de neige et de l'eau de Seine était environ 0,04 du volume de l'eau; ils constatèrent que 100 volumes d'air retirés de l'eau distillée contiennent 52,2, en oxygène; que l'air retiré de l'eau de pluie contient 51,0, volumes; l'air de l'eau de neige, 28,7; l'air de l'eau de Seine, 29,1 à 31,9, vol. Selon ces mêmes expérimentateurs, l'eau retient plus fortement l'oxygène que le gaz azote: en recueillant, en 4 fractions, l'air dégagé de l'eau de Seine, on remarque que la première contient, en 100 volumes, 25,7, la seconde 27,1, la troisième 30,2, et la quatrième 32,3 volumes de gaz oxygène. Le premier air, dégagé de l'eau de neige, produit seulement 24,0, le second 26,8, le troisième 29,6, le quatrième 32,0, et le cinquième 34,8, pour 100 d'oxygène. Lorsque de l'eau saturée par les gaz dont le mélange constitue l'air cède un de ces gaz à un autre corps, elle absorbera de nouveau ce gaz dans la même proportion. C'est ainsi que Priestley trouva que de l'eau qui s'était corrompue dans une grande auge de bois, et dont l'oxygène avait été absorbé par la matière organique, recouvrait cet oxygène par l'agitation, et désoxygénait si complètement l'air, que le résidu ne pouvait plus se combiner avec le gaz nitreux. Dalton confirma cette observation.

Quelles que soient la quantité et la nature du gaz absorbé par l'eau, la congélation l'expulse entièrement. Ce fait a été constaté par divers physiiciens. Carradori remplit un vase de glace, et le boucha hermétiquement; quand tout fut fondu, il couvrit l'eau d'huile. Des poissons introduits dans cette eau y moururent soudain; tandis qu'ils vivaient dans la même eau où l'on avait fait entrer de l'air. Ces expériences, répétées par Brownrigg et d'autres, détruisent l'assertion de Hassenfratz, que l'eau de neige contenait plus d'oxygène que toute autre eau, et qu'elle devait à cette circonstance son action particulière sur la végétation.

Si dans un vase contenant de l'eau légèrement chauffée on projette des fragments de verre, de métal anguleux, ou qu'on y plonge un bâton de verre, un fil de fer, etc., on voit à l'instant ces corps se couvrir d'une quantité de bulles de gaz. Oersted s'attacha à rendre compte de ce fait, en supposant qu'une bulle de gaz ne peut se produire au milieu d'un fluide homogène, et que cette production n'a lieu qu'en contact avec le vase ou avec l'air à la surface du liquide, ou avec un corps étranger, introduit dans le liquide.

D'après les expériences de Lucas (*Annales de Chimie et de Physique*, XII, 402), répétées et confirmées par Chevillat, l'argent est

le seul métal qui, sans perdre son aspect métallique, absorbe, pendant sa fusion à l'air libre, une quantité notable d'oxygène; il la perd en se solidifiant, comme l'eau perd, par la congélation, tous les gaz qu'elle contenait.

Dalton a prétendu que l'absorption des gaz par les liquides était une action purement mécanique; il croyait même avoir trouvé que cette absorption suivait la loi des cubes des densités; mais cette opinion n'a pas pu résister aux raisons péremptoires que lui ont opposées Gay-Lussac, Humboldt, Saussure, et Thomson. Une des plus fortes objections est l'élevation de température au moment de l'absorption, ainsi que la densité du composé, qui se trouve toujours au-dessous de la densité moyenne du gaz et du liquide. La liquéfaction des gaz par la pression a jeté un nouveau jour sur les phénomènes de l'absorption. H. Davy et Faraday ont démontré, de la manière la plus nette, que les gaz sont d'autant plus faciles à absorber, qu'ils sont faciles à liquéfier. Ainsi, l'hydrogène et l'azote, qu'on n'a pu encore liquéfier, sont moins absorbables que l'acide carbonique, qui peut être facilement réduit à l'état liquide.

Chez les êtres vivants, l'absorption est un acte en vertu duquel les matériaux assimilables déposés à la surface des tissus sont transportés du tube digestif dans le torrent de la circulation, et de là dans la profondeur de ces mêmes tissus; c'est ce qu'on nomme le mouvement de nutrition ou de conservation des êtres. C'est par un phénomène du même ordre que les matériaux devenus impropres à la conservation de l'être vivant sont repris par les vaisseaux nommés exhalants, pour être portés, à leur tour, dans le torrent circulatoire, et de là rejetés en dehors par toutes les voies d'excrétion connues. C'est encore par un phénomène de pure absorption que dans l'acte respiratoire l'air atmosphérique, qui nous enveloppe de toutes parts, est aspiré par les poumons et vient s'y combiner avec le sang veineux, pour le transformer en sang artériel. L'absorption, dans le règne végétal, s'effectue par toute la surface de la plante, et principalement par les spongioles (extrémités des racines) et par les feuilles; c'est par là que pénètrent le carbone, l'hydrogène, l'azote, l'oxygène, à l'état d'eau, d'acide carbonique, d'ammoniaque, tous éléments indispensables au développement et à la conservation des plantes. Nous parlerons d'autres phénomènes d'absorption à l'article ENDOSMOSE.

ACCORD. Jusqu'à présent on n'a pas encore pu s'entendre sur l'origine, la formation, le nombre et le classement des accords. Catel, Chérubini, Berton, Kastner, Reicha, Zimmermann, Weber, Fétis, etc., professent chacun des doctrines différentes. Le seul accord sur lequel il n'y ait point de dissidence, c'est l'accord parfait majeur, composé de la tonique, de la tierce majeure et de la quinte par-

faite. Cet accord fondamental est fourni par la nature elle-même. En effet, la vibration d'une corde fait entendre, outre la note primitive, la douzième et la dix-septième, c'est-à-dire, en rapprochant les intervalles, un accord parfait majeur. On admet encore généralement, comme hors de contestation, l'accord parfait mineur, l'accord de septième dominante, l'accord de septième diminuée, etc. Voici le tableau de ces accords :

Accords de trois sons.

Accord parfait mineur. Exemple : ut, mi, sol.
 Accord parfait majeur. Ex. : la, ut, mi.
 Accord de quinte diminuée. Ex. : si, ré, fa.
 Accord de quinte augmentée. Ex. : ut, mi, la.

Accords de quatre sons.

Accord de septième dominante. Exemple : sol, si, ré, fa.
 Accord de septième de seconde espèce. Ex. : sol, si bémol, ré, fa.
 Accord de septième de troisième espèce. Ex. : sol, si bém., ré bém., fa.
 Accord de septième de quatrième espèce. Ex. : si, ré, fa, sol.
 Accord de septième diminuée. Ex. : si, ré, fa, la bém.

Accords de cinq sons.

Accord de neuvième majeure. Ex. : sol, si, ré, fa, la.
 Accord de neuvième mineure. Ex. : sol, si, ré, fa, la bém.

Si l'on partage le monoorde en deux parties égales, chacune d'elles donnera l'octave du ton donné par la corde entière. Si l'on divise le monoorde en trois parties, et que l'on touche les deux tiers de la corde, on aura la quinte du ton de la corde entière; si en quatre parties, et que l'on touche les trois quarts de la corde, on aura la quarte; si en cinq parties, et que l'on touche les quatre cinquièmes, la tierce majeure; ce qui donne pour ces intervalles la proportion de :

2 à 1

3 à 2

4 à 3

5 à 4.

Si l'on songe maintenant que le nombre des vibrations est en raison directe de la longueur de la corde, on ne peut s'empêcher d'admirer cette simplicité des rapports naturels, qui constituent l'accord parfait majeur, c'est-à-dire cet accord qui satisfait le plus l'oreille. Ainsi donc, l'oreille se plaît dans la combinaison des vibrations sonores dont les nombres se trouvent dans des rapports simples, avant même que la raison nous ait expliqué la nature de ces rapports.

On a divisé les accords en consonnants et en dissonnants. C'est de l'arrangement varié de ces divers accords que résulte l'harmonie.

ACÉTAL. Lorsqu'on expose les vapeurs de l'alcool à l'action du noir de platine, en présence de l'oxygène, on obtient un mélange très-acide, composé d'eau, d'acide acétique, d'al-

déhyde, d'éther acétique et d'un corps particulier, auquel M. Doberneiner a donné le nom d'*éther oxygéné* (*Sauerstoffäther*). C'est ce corps que la plupart des chimistes appellent *acétal*. Pour l'obtenir isolé, on neutralise le mélange acide par de la craie, et on le distille sur du chlorure de calcium. Le produit de la distillation est surnagé d'une couche très-fluide, contenant l'acétal, l'aldéhyde et l'éther acétique. Cette couche est décantée et remise à la distillation. Dès que la température est arrivée à 91°, on change promptement de réceptacle; car, ce qui distille alors est de l'acétal pur. L'acétal est un liquide incolore, très-fluide, bouillant à 95,2° et d'une densité de 0,825 à 20°. Son odeur rappelle celle du vin de Tokay. Il se dissout dans 6 à 7 fois son volume d'eau; il est miscible à l'alcool en toutes proportions. Chauffé au contact de l'air, dans une solution alcoolique de potasse, l'acétal se détruit; le mélange absorbe de l'oxygène et brunit, en donnant lieu à la formation de résine d'aldéhyde. La formule empirique de l'acétal est : $C^8 H^9 O^3$. M. Liebig le considère comme une combinaison de trois équivalents d'oxyde d'éthyle (éther) avec 1 équivalent d'acide acétique : $5 C^4 H^5 O + C^4 H^3 O^3 = 2 C^8 H^9 O^3$. M. Berzelius considère l'acétal comme un acétate basique d'oxyde d'éthyle.

ACÉTATES. (*Acètes; Composés salins du vinaigre.*) Les combinaisons salines (acétates) que l'acide acétique forme avec les bases, sont presque toutes solubles dans l'eau, à l'exception des acétates de molybdène, de tungstène, d'argent et de protoxyde de mercure. Tous les acétates métalliques sont décomposés, par la chaleur, en un mélange d'acide acétique, d'acide carbonique et d'acétone, et laissent pour résidu l'oxyde métallique pur. Les acétates à bases alcalines, soumis au même mode de décomposition, donnent de l'eau et de l'acétone, accompagné d'une huile pyrogénée (Dumasine de Kane, $C^{12} H^8 O$), et laissent des carbonates pour résidu. On constate la présence d'un acétate dans un mélange quelconque, en distillant celui-ci avec de l'acide sulfurique étendu, et en traitant le produit de la distillation (acide acétique) par de l'oxyde de plomb; celui-ci se dissout, et la solution présente une réaction alcaline. Les acétates sont neutres ou basiques; dans les premiers, l'oxygène de l'acide est le triple de celui de la base. Tels sont les caractères généraux qui distinguent les acétates. Quant à leur histoire particulière, nous ne décrirons sommairement que les sels principaux.

Acétate d'ammoniacque. La dissolution de ce sel est depuis longtemps connue sous le nom d'esprit de Minderer. Le sel acide s'obtient, en distillant à une température très-basse, un mélange de parties égales d'acétate de potasse et de sel ammoniac; il se dégage d'abord de l'ammoniacque; l'acétate d'ammoniacque distille ensuite sous forme d'un liquide pesant, qui cristallise, à la température ordi-

naire, sous forme d'aiguilles incolores. Il est d'une réaction acide, déliquescent et soluble en toutes proportions dans l'eau et dans l'alcool. On obtient le sel neutre, en saturant le sel précédent de gaz ammoniac sec et en le chauffant au bain-marie jusqu'à solidification. Il présente l'aspect d'une masse blanche, inodore, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. L'esprit de Minderer des pharmacopées se prépare en neutralisant 5 p. de carbonate d'ammoniac par du vinaigre concentré et en étendant la liqueur d'une quantité d'eau convenable.

Acétate d'alumine; formule : Al_2O_3 , $(C_4H_3O_3)_3$. On l'obtient en décomposant l'acétate de baryte par le sulfate d'alumine. Il présente l'aspect d'une masse incristallisable, gommeuse, d'une saveur très-astringente. Ce sel est d'un grand usage dans la fabrication des toiles peintes. La combinaison de ses éléments (acide et base) étant très-faible, l'acide acétique cède facilement l'alumine, qui jouit de la propriété d'absorber et de fixer d'une manière durable les matières tinctoriales. L'acétate d'alumine a été aussi employé pour la conservation des matières animales, dans l'embaumement des cadavres.

Acétate de baryte; formule : BaO , $+ C_4H_3O_3 + HO$. On l'obtient par voie de double décomposition, ou directement en traitant le carbonate de baryte par l'acide acétique. Il cristallise en prismes obliques à huit pans et à base rhomboïdale. Il a une saveur piquante, désagréable. Il est très-soluble dans l'eau, plus à froid qu'à chaud. Le sel qui a cristallisé à une température inférieure à 13° , renferme 5 éq. d'eau; à une température supérieure à 13° , il en renferme 1 équivalent.

Acétates de cuivre. Il y a plusieurs espèces de ces sels. *Le sel de protoxyde*. Il offre peu d'intérêt. On l'obtient par la distillation sèche de l'acétate neutre du bioxyde. *Le sel neutre de bioxyde*; formule : CuO , $C_4H_3O_3 + HO$. C'est le vert de commerce. On le prépare en précipitant le sulfate de cuivre par l'acétate neutre de plomb. Il cristallise en prismes rhomboïdaux obliques, terminés par un sommet dièdre. Chauffés subitement, ces cristaux s'enflamment et brûlent avec une flamme verte très-vive. Par la distillation sèche, ils donnent de l'eau, de l'esprit pyroacétique, de l'acide acétique et de l'acétone. Le résidu qui reste dans la cornue est un mélange de cuivre et de charbon très-divisé. *Le sel bibasique*; formule : $2CuO$, $C_4H_3O_3 + 6HO$. C'est le vert-de-gris commun. Ce sel était très-bien connu des anciens; Pline en décrit la préparation. On l'obtient en recouvrant des lames de cuivre avec du marc de raisin en fermentation. Au bout de quelque temps, ces lames se trouvent chargées d'un acétate sesquibasique, qui, par l'exposition à l'air et à l'humidité, se change en acétate bibasique (vert-de-gris). Le sel vert qui se forme sur les lames de cuivre, exposées au contact d'un air humide, et qu'on appelle également vert-de-gris, n'est autre

chose qu'un sous-carbonate de cuivre. L'acétate de cuivre bibasique, mis en contact avec l'eau, se décompose en acétate sesquibasique soluble et en acétate tribasique insoluble.

Acétates de fer. *Acétate de protoxyde*; formule : FeO , $C_4H_3O_3$. On l'obtient par la double décomposition du sulfate de protoxyde de fer et de l'acétate neutre de plomb. Il cristallise sous forme d'aiguilles soyeuses d'un vert très-clair. Il s'altère à l'air en absorbant avidement l'oxygène. On l'emploie en médecine, en dissolution dans l'alcool (*tinctura ferri*). *Acétate de peroxyde*. Il est incristallisable. C'est un liquide brun, d'une saveur astringente. Les éléments de ce sel sont, combinés dans l'acétate d'alumine, très-peu unis entre eux. L'acétate de peroxyde de fer peut servir aux mêmes usages que l'acétate d'alumine, avec lequel il a la plus grande analogie. Il est employé dans les arts comme mordant et pour teindre en noir. Il est, sous ce rapport, supérieur au sulfate, en ce qu'il n'attaque pas les tissus, sur lesquels on l'applique.

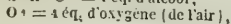
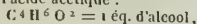
Acétates de plomb. Ces sels sont 1^o l'acétate neutre, représenté par la formule : PbO , $C_4H_3O_3$, 5 HO. Ce sel était déjà connu au moyen âge sous le nom de *sucré de saturne*, qu'il doit à sa saveur sucrée. On l'obtient par l'action directe de l'acide acétique sur le plomb ou sur l'oxyde de plomb. L'acétate de plomb neutre cristallise en aiguilles ou en prismes droits rhomboïdaux, terminés par des sommets dièdres. Il s'effleurit à l'air et fond à 37° , 3. Il est soluble à froid dans 1/2 p. d'eau et 8 p. d'alcool. Si l'eau est impure et qu'elle contienne de l'acide carbonique ou des sulfates, l'acétate de plomb la rend d'un blanc laiteux. C'est ce qui constitue l'eau de Goulard, si fréquemment employée dans le traitement des maladies chirurgicales. 2^o *Acétate sesquibasique*; formule : 3 Pb O, $(C_4H_3O_3)_2$. On le prépare en chauffant le sel précédent dans une capsule de porcelaine, jusqu'à ce que la masse devienne blanche et poreuse. On dissout celle-ci dans l'eau, et la solution laisse, par l'évaporation, déposer des cristaux lamellaires nacrés. La solution de l'acétate sesquibasique est alcaline et se change, par l'acide carbonique, en acétate neutre, avec séparation de carbonate de plomb. 3^o *Acétate tribasique*; formule : 3 Pb O, $C_4H_3O_3$. On prépare ce sel, en mélangeant une solution d'acétate neutre avec un tiers de son volume d'ammoniacque caustique, et en abandonnant le mélange à la cristallisation. Il est insoluble dans l'alcool; le papier et le bois, qui en sont imprégnés, sont très-inflammables et brûlent comme de l'amadou. 4^o *Acétate sesbasique*; formule : 6 Pb O, $C_4H_3O_3$. Il s'obtient en versant de l'acétate tribasique dans un excès d'ammoniacque caustique. Il est un peu soluble dans l'eau bouillante et se dépose de cette solution sous forme de cristaux brillants, ressemblant à des barbes de plume. Tous les sels de plomb sont vénéneux.

Acétate de potasse; formule : $KO, C^4H^3O^2$. Ce sel était connu autrefois sous le nom de *terre foliée de tartre*. On l'obtient directement en traitant le carbonate de potasse par l'acide acétique. Il cristallise en prismes ou en longues aiguilles et attire fortement l'humidité de l'air. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa dissolution aqueuse dissout à chaud une quantité considérable de sulfate de plomb, et ne l'abandonne que par le refroidissement. Sa dissolution alcoolique est décomposée par un courant d'acide carbonique en éther acétique et en bicarbonate de potasse.

Les autres acétates d'une importance moindre sont ceux de soude (terre foliée minérale), de protoxyde et de bioxyde de mercure, d'argent, de chaux, de strontiane, de magnésie, de manganèse, de zinc, de cobalt, de nickel, de tungstène et de molybdène.

ACÉTIFICATION. C'est ainsi qu'on appelle la fermentation acide, par laquelle l'alcool se transforme en vinaigre. Cette métamorphose a lieu par l'oxydation de l'alcool sous l'influence d'un ferment. Voyez ACÉTICQUE (Acide).

ACÉTIQUE (Acide). Lavoisier et Guyton de Morveau ont les premiers donné le nom d'*acide acétique* au vinaigre distillé. La connaissance du vinaigre ainsi que des liqueurs qui le produisent remonte à la plus haute antiquité. Mais si les anciens connaissaient le vinaigre, ils ignoraient la cause qui l'engendre. Il est cependant à remarquer que le mot *khomets*, qui signifie (en hébreu, en chaldéen et en phénicien) *vinaigre*, dérive de *khamets*, qui veut dire *ferment*, comme pour indiquer que le vinaigre est un produit de la fermentation. (Voy. Hofer, Histoire de la Chimie, tom. I, pag. 37.) On obtient le vinaigre en abandonnant le vin, la bière et d'autres liqueurs alcooliques, à la fermentation. Ces liqueurs s'aigrissent par suite de cette fermentation. C'est ce qui explique le nom d'*acetum*, scil. *vinum acidum*, que les Romains donnaient au vinaigre. Cette acidification se fait aux dépens de l'alcool, qui subit une métamorphose complète. Les anciens savaient déjà que la production du vinaigre ne peut s'effectuer sans l'intervention de l'air et de quelques matières étrangères (ferments), contenues dans les liqueurs alcooliques. Mais ce sont les belles expériences de J. Davy et de Doebereiner qui nous ont appris le rôle que l'air joue réellement dans ce phénomène. J. Davy avait observé le premier que le noir de platine, en contact avec l'alcool, devient incandescent pendant qu'il se forme de l'acide acétique. Doebereiner s'empara de ce fait, pour arriver à une théorie scientifique de la transformation de l'alcool en acide acétique. Il démontra que cette transformation s'opère par l'absorption de l'oxygène. En effet, les éléments de 1 éq. d'alcool, combinés avec 4 eq. d'oxygène, donnent exactement la composition de l'acide acétique :



$C^4H^6O^5 = 1 \text{ éq. d'acide acétique (hydraté).}$

Tout le secret de la fabrication du vinaigre consiste donc à hâter la marche de l'absorption de l'oxygène, et par conséquent la transformation de l'alcool. Avant tout, il faut mettre l'alcool en état d'absorber l'oxygène; car l'alcool pur ou même étendu d'eau ne s'acidifie pas à l'air; il faut le mélanger avec quelque matière organique, telle que l'orge germée, la levûre de bière, le caséum, la chair, enfin avec des matières susceptibles de fermenter ou de se putréfier promptement. Par la mobilité de leurs molécules, qui tendent sans cesse à se grouper dans un ordre différent, ces matières détruisent l'inertie des éléments de l'alcool, et l'entraînent dans un tourbillon de décomposition, entretenu par l'absorption de l'oxygène. Mais il ne suffit pas seulement de faciliter le contact de l'air; il faut aussi une température convenable pour favoriser l'acidification des liqueurs alcooliques. Cette température peut varier de 20° à 35°. Le procédé employé par J. Ham pour fabriquer le vinaigre consiste à faire couler la liqueur acidifiable sur des faisceaux de branchages, renfermés dans des tonneaux, afin d'augmenter la surface mise en contact avec l'air. La moitié supérieure des tonneaux est remplie de fagots d'où la liqueur tombe en gouttes dans la partie inférieure; à l'aide de pompes, on la fait remonter sur les fagots, et on continue ainsi, jusqu'à ce que l'acidification soit achevée. Dans l'espace de 15 à 20 jours, l'opération est d'ordinaire terminée. Le procédé de Ham a été perfectionné en Allemagne. D'après Mitscherlich, on mêle 2 à 5 p. d'eau avec 1 p. d'alcool et avec le suc exprimé de betteraves, jouant le rôle de ferment. Un filet continu de ce mélange est conduit dans un tonneau rempli de copeaux, préalablement trempés dans du vinaigre fort; le liquide, uniformément répandu sur les copeaux, occupe ainsi une immense surface et absorbe l'oxygène de l'air avec une telle rapidité, que la température de l'intérieur du tonneau se maintient à 50°. Il faut avoir soin de renouveler l'air, à mesure qu'il perd son oxygène. L'acidification est achevée en 20 heures; et un filet de vinaigre sort continuellement du tonneau. — On sait depuis longtemps qu'il se forme, dans le vinaigre, de nombreux infusoires (*vibrio aceti*), souvent visibles à l'œil nu. On tue ces animalcules, en faisant passer le vinaigre à travers un tuyau d'étain, tourné en spirale et entouré d'eau chauffée à 90° ou 100°. Après que ces infusoires ont été tués par l'action de la chaleur, on filtre le vinaigre pour le rendre limpide. Le vinaigre conservé dans des vases exposés au contact de l'air ne tarde pas à se troubler; il se dépose une matière gélatineuse, connue sous le nom de *mère du vinaigre*. Elle est produite aux dépens des éléments du vinaigre, et ne renferme pas d'ammoniaque. — Les qualités du vinaigre dépendent des quantités variables d'acide acétique qu'il

contient. Il est impossible de déterminer la force du vinaigre comme on évalue celle de l'alcool, au moyen de pése-liqueurs; car la densité de l'acide acétique ne diffère pas beaucoup de celle de l'eau. Il faut donc avoir recours à un autre moyen. Ce moyen consiste dans l'emploi de l'ammoniaque caustique d'une densité et d'un titre connus. Cette ammoniaque est colorée en bleu par la teinture de tournesol et versée dans un tube gradué; le vinaigre qu'on essaye est ajouté par petites portions jusqu'à ce que la couleur bleue de la liqueur ait passé au rouge. Le tube gradué indique le volume du vinaigre employé, en même temps que la quantité d'ammoniaque saturée indique la quantité d'acide acétique contenue dans ce volume de vinaigre. Un bon moyen de concentrer le vinaigre consiste à le faire congeler de haut en bas et à enlever de temps en temps la croûte congelée. — Le vinaigre du commerce est quelquefois falsifié avec des acides minéraux. Si c'est l'acide sulfurique, on en constate la présence en versant dans le vinaigre un sel de baryte, qui produit un précipité blanc de sulfate de baryte, insoluble dans les acides. On reconnaît la présence de l'acide nitrique lorsqu'on verse dans le vinaigre quelques gouttes d'une dissolution bleue d'indigo dans l'acide sulfurique: celle-ci prend à l'instant une couleur jaune. L'acide chlorhydrique est reconnu par les sels d'argent, qui font naître un précipité blanc soluble dans l'ammoniaque.

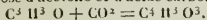
Tout vinaigre falsifié avec un acide minéral est trouble par une dissolution d'émétique. Très-souvent le vinaigre du commerce est falsifié par des matières végétales acres, telles que le fruit du piment (*Capsicum annum*), le bois gentil (*Daphne mezereum*). On reconnaît la fraude lorsque le vinaigre conserve sa saveur acre, même après avoir été saturé par un alcali. Le vinaigre distillé n'a ni l'odeur ni la saveur fraîche et acide du vinaigre non distillé. Cela tient à ce qu'il renferme un peu d'éther acétique, qui se dégage dès le commencement de la distillation. — La liqueur acide qu'on obtient par la distillation sèche du bois, dans des fourneaux convenablement disposés, constitue, après une rectification préalable, le *vinaigre de bois* ou l'*acide pyroligneux*. C'est Boyle qui le premier a fait voir que le bois fournit, par la distillation, du vinaigre et de l'alcool, qu'il appelle esprit adiphorétique. Obtenant ces deux liquides ensemble dans le récipient, il les séparait, en les soumettant à une nouvelle distillation, à une température ménagée avec soin, pour ne laisser passer que l'esprit inflammable; mais, comme par ce procédé l'esprit de bois contenait toujours un peu de vinaigre, il traitait le mélange des deux liquides par la chaux: l'acide se fixait sur la chaux, et l'esprit de bois était rectifié et séparé seul par une dernière distillation. (Voy. *Hoefer*, Histoire de la Chimie, tom. II, pag. 165.) Le vinaigre de bois rectifié ressemble par son

odeur et sa saveur au vinaigre commun. Il renferme presque toujours des traces de paraffine, d'cupione, d'esprit pyroacétique, d'esprit de bois et de créosote. Non rectifié, il agit comme un poison. — Le vinaigre le plus pur et le plus concentré possible peut être considéré comme un composé d'*acide acétique anhydre* avec 1 éq. d'eau; il est représenté par la formule $C^4 H^3 O^3 + HO$. L'acide acétique anhydre $C^4 H^3 O^3$ n'a pas été isolé. Quant à l'acide acétique hydraté $C^4 H^3 O^3 + HO$, on l'obtient par la distillation des acétates secs avec l'acide sulfurique. Le procédé le plus commode consiste à chauffer doucement un mélange de 3 p. d'acétate de soude sec et pulvérisé avec 9,7 p. d'acide sulfurique exempt de vapeurs nitreuses. On obtient ainsi 2 p. d'acide acétique concentré, contenant 20 pour cent d'eau. Les deux derniers tiers du produit de la distillation sont recueillis à part et conservés dans un flacon bien bouché, à une température de -5° à -6° . Il se forme ainsi des cristaux d'acide acétique hydraté pur. — Ce que l'on connaît depuis longtemps sous le nom d'esprit de cuivre ou de *vinaigre radical* n'est que le produit de la distillation sèche de l'acétate de cuivre. L'acide acétique hydraté cristallise en lamelles transparentes d'un grand éclat. Au-dessus de 17° , ces cristaux fondent en un liquide d'une densité de 1,063. L'odeur forte et pénétrante de cet acide l'a fait employer, sous le nom de *sel anglais*, dans des cas de défaillance, de lipothymie, etc. Sa saveur est brûlante comme celle d'un acide minéral. L'acide acétique hydraté liquide bout à 120° ; il fume en attirant fortement l'humidité de l'air. Il est miscible en toutes proportions à l'eau, à l'alcool et à l'éther. Il dissout le camphre et quelques résines. Ses vapeurs s'enflamment au contact d'un corps allumé, et donnent de l'acide carbonique et de l'eau. Ces mêmes vapeurs, chauffées dans un tube au rouge obscur, se décomposent en acide carbonique et en acétole; à une chaleur plus forte, celui-ci se décompose à son tour en gaz inflammable et en carbone. L'acide acétique, exposé au contact du chlore sec, se convertit, sous l'influence de la lumière directe, en acide *chloro-acétique*. La constitution de cet acide a servi de point de départ à la théorie des substitutions. En effet, l'acide chloro-acétique peut être représenté par de l'acide acétique dans lequel 3 éq. d'hydrogène sont remplacés par 3 éq. de chlore :

$C^4 H^3 O^3 + aq.$ (acide acétique) = $C^4 Cl^3 O^3 + aq.$ (acide chloracétique). L'acide chloracétique, découvert par M. Dumas, forme des chloracétates, analogues aux acétates. D'après M. Melsens, on peut produire le phénomène inverse, en substituant l'hydrogène au chlore de manière à convertir l'acide chloracétique en acide acétique. On se procure, à cet effet, un amalgame de potassium, contenant environ 150 parties de mercure pour 1 p. de potas-

sium, et on le verse dans une dissolution aqueuse d'acide chloracétique ou de chloracétate de potasse. La température s'élève considérablement au moment du mélange. Lorsque la solution aqueuse est concentrée, on voit se former un sel en très-grande abondance; la liqueur, acide ou neutre d'abord, prend une forte réaction alcaline; et si l'on a soin d'employer un léger excès d'acide chloracétique, il ne se dégage aucune trace de gaz pendant toute la durée de la réaction. On dirige ensuite un courant d'acide carbonique dans le liquide qui surnage le mercure, afin de saturer la potasse caustique; puis on évapore la masse à siccité, et on la reprend à plusieurs reprises par l'alcool. On obtient ainsi un sel qui présente tous les caractères de l'acétate de potasse. Ce même M. Melsens a observé une réaction très-curieuse de l'acide sulfurique anhydre sur l'acide acétique. Pendant cette réaction, il se forme un acide particulier, appelé acide *sulfoacétique*, représenté par $C^2 H^2 O^2, SO^3 + HO$. (*Bulletin de l'Académie des sciences de Bruxelles*, 1845.) — L'acide acétique présentant le maximum de densité 1,07, bout à 104° , et renferme 22,8 pour 100 d'eau, c'est-à-dire 5 équivalents. L'acide acétique plus étendu d'eau, qu'on obtient par la distillation des acétates ou du pyrolignite de soude avec l'acide sulfurique, peut servir à de nombreux usages dans la médecine et dans l'économie domestique.

ACÉTONE. (Synonymes : *Esprit pyroliqueur*, *Esprit pyroacétique*, *Alcool mesitique*, *Bihydrate de mesitylène*.) Formule : $C^3 H^3 O$. En soumettant l'acétate de potasse ou de soude à la distillation sèche, on obtient de l'acétone et de l'acide carbonique; ce dernier reste combiné avec la base alcaline dans la cornue. Cette formation s'explique en considérant l'acide acétique anhydre comme composé d'acétone et d'acide carbonique :



L'acétone se forme encore, mélangé avec d'autres produits, dans la distillation sèche des acétates métalliques, du sucre, de l'acide tartrique, de l'acide citrique, etc. On le purifie en le distillant sur la chaux vive. L'acétone est un liquide incolore, d'une odeur pénétrante et légèrement empyreumatique. Sa saveur rappelle celle de la menthe poivrée. Sa densité est 0,792. L'acétone est miscible en toutes proportions à l'eau, l'alcool et l'éther. Il se sépare de l'eau avec laquelle il est mélangé, par l'addition de la potasse caustique. Il brûle avec une flamme très-éclairante. En distillant un mélange d'acétone et d'acide sulfurique fumant, M. Kane obtint un carbure d'hydrogène particulier qu'il a nommé *mesitylène* et représenté par la formule $C^6 H^4$. Ce produit se comporte comme un corps simple, et peut donner naissance à une série de combinaisons salines, dont M. Kane a fait une étude spéciale.

ACÉTYLE. M. Liebig a donné ce nom à un

radical hypothétique représenté par la formule : $C^2 H^2$. D'après cette hypothèse, l'aldéhyde serait un protoxyde d'acétyle hydraté ($C^2 H^2 O + HO$), l'acide acéteux ou aldéhyde serait un bioxyde hydraté ($C^2 H^2 O^2 + HO$), et l'acide acétique un trioxyde hydraté du même radical ($C^2 H^2 O^3 + HO$).

ACHROMATISME. (De α , privatif, et de $\chi\rho\omega\mu\alpha$, coloration.) Toutes les fois qu'un rayon lumineux passe à travers un prisme, il est décomposé par suite de l'inégale réfrangibilité des couleurs qui le constituent. Une lentille peut être regardée comme la réunion de plusieurs prismes; la décomposition des rayons lumineux y aura lieu d'une manière plus ou moins marquée, suivant le degré d'ouverture de la lentille. On conçoit facilement l'inconvénient d'un pareil phénomène; aussi a-t-on cherché à y obvier. L'achromatisme consiste dans les moyens à employer pour détruire les effets de la décomposition des rayons lumineux. Newton croyait l'achromatisme à peu près impossible. Hall inventa, en 1753, des lunettes achromatiques; mais il ne fit point part de sa découverte. De ce que l'œil d'un homme sain est achromatique, Euler conclut à la possibilité de l'achromatisme, et il rechercha les moyens de résoudre le problème. C'est à Jean Dollond que revient la gloire de cette découverte. Cet opticien avait observé que différents verres avaient des propriétés réfringentes diverses. Après plusieurs essais, il mesura les qualités réfringentes du *crown-glass* et du *flint-glass*; il réunit ces verres, en ayant égard à leur puissance de dispersion et de réfrangibilité, et il parvint ainsi à exécuter des lunettes achromatiques. Les belles expériences de Dollond furent plus tard soumise au calcul; si la question de l'achromatisme n'est pas encore résolue d'une manière complète, les ressources du calcul et les progrès dans l'art de travailler les verres nous font approcher chaque jour de la perfection dans la confection des lunettes. On a dressé des tables où l'indice de réfraction de diverses substances se trouve exprimée en chiffres très-exacts; dans ces tableaux on voit que l'eau a la moindre dispersion, tandis que le flint a la plus grande; dans l'intervalle se trouvent différentes espèces de flint et de crown-glass.

ACIDES. On entend en général par *acides* des corps composés qui ont une saveur aigrelette, astringente, et qui rougissent la teinture bleue de tournesol. Mais ces caractères n'ont pas une valeur exclusive: ils manquent à tous les acides insolubles dans l'eau, tels que l'acide silicique et l'acide borique. L'acide est ce qui peut se combiner avec un autre corps jouant le rôle de base; telle est la définition la plus simple et en même temps la plus générale qu'on puisse donner d'un acide. En soumettant le résultat de cette combinaison à l'action de la pile, l'acide se porte au pôle électro-positif et la base au pôle électro-négatif. — Les acides peuvent être divisés en deux grandes classes, 1^o les *acides minéraux* ou *anorganiques*.

ques, et 2° les *acides organiques* (acides végétaux et animaux). La plupart des acides minéraux résultent de la combinaison de l'oxygène avec un métalloïde ou avec un métal. On avait même cru pendant longtemps, sur l'autorité de Lavoisier, que l'oxygène faisait partie de tous les acides, que c'était le générateur des acides par excellence. Mais on a reconnu plus tard, qu'à côté des *oxacides* (acides résultant de la combinaison de l'oxygène avec un autre corps), il y avait des acides qui étaient exclusivement composés d'hydrogène et d'un métalloïde (soufre, chlore, brome, iode, fluor) etc. Ces derniers ont été appelés *hydracides*. Cette dénomination est impropre, si l'on admet les principes de nomenclature sur lesquels repose la théorie électrochimique. D'après cette théorie, il faut, dans toute dénomination d'un composé, placer le nom du corps électro-négatif le premier (nom générique) et le nom du corps électro-positif le dernier (nom spécifique). Or, dans les *hydracides*, tels que l'acide chlorhydrique, bromhydrique, fluorhydrique, sulfhydrique, etc., l'hydrogène, corps électro-positif par rapport à tous les métalloïdes, ne correspond pas à l'oxygène, corps électro-négatif dans les *oxacides*; mais il correspond au chlore, au brome, au fluor, au soufre, etc. Aux *oxacides* il faudra donc opposer les *chloracides*, les *bronacides*, les *fluoracides*, les *sulfacides*, etc. D'après les mêmes principes de la théorie électrochimique, on doit dire acides *chlorhydrique*, *bromhydrique*, *iodhydrique*, *sulfhydrique*, etc., au lieu d'acides *hydrochlorique*, *hydrobromique*, *hydroiodique*, *hydrosulfurique*, etc. — Il est à remarquer que les *peroxydes* métalliques sont de véritables acides : on a ainsi les acides *stannique*, *antimonique*, *ferrique*, *manganique*, etc. Plus la proportion d'oxygène augmente dans un oxyde basique, plus celui-ci perd sa propriété de base et tend à devenir acide, de telle façon que les composés les plus oxygénés sont généralement acides, tandis que les moins oxygénés sont basiques. Cette loi, vraie pour l'oxygène, l'est également pour le chlore, l'iode, le soufre, etc. En effet, presque tous les perchlorures, périodures, persulfures, etc., sont de véritables *chloracides*, *iodacides*, *sulfacides*, qui se combinent avec les protochlorures, les protosulfures (*chlorobases*, *sulfobases*) pour donner naissance à des *chloro-sels*, *sulfo-sels*, etc. — Il résulte de l'étude que M. Millon vient de faire de l'action de l'acide sulfurique sur l'aide iodique, que les acides n'ont pas moins de tendance à se combiner les uns avec les autres, que les acides avec les bases. Cette tendance se manifeste surtout dans des circonstances particulières d'atmosphère et de milieu. Ces combinaisons complexes des acides minéraux entre eux, rapprochent singulièrement ces derniers des acides organiques. — Pendant que les éléments d'un acide minéral sont généralement au nombre de deux, ceux

d'un acide organique sont d'ordinaire plus nombreux; mais ils ne dépassent pas le nombre de quatre. L'azote n'entre que rarement dans la composition des acides organiques; il n'existe guère que dans les acides cyanogénés. On appelle *hydrate* d'un acide, une combinaison de 1, 2, 5, etc., équivalents d'eau. On a divisé les acides organiques en acides *unibasiques*, *bibasiques* et *tribasiques*. Les acides unibasiques sont ceux qui, en se combinant avec un équivalent de base, constituent les *sels neutres*. En se combinant avec d'autres sels, ils forment des *sels doubles*. Les acides *bibasiques* neutralisent deux équivalents de base, et les acides *tribasiques*, trois équivalents. Tous les acides organiques, capables de saturer deux ou plusieurs équivalents de base, sont appelés acides *polybasiques*. Ces acides donnent, par la distillation sèche, des acides pyrogénés. M. Dumas appelle *conjugués* (*bijugués*, *trijugués*,) les acides organiques qui semblent résulter de l'union de deux ou de plusieurs acides. M. Gerhardt a légèrement modifié l'idée primitive de M. Dumas, en substituant la dénomination de *copule* à celle de *conjugaison* et en précisant quelques-unes des circonstances où ce mode de combinaison trouve son application.

ACIER. (Du latin *acies*, tranchant.) C'est du fer contenant 3 à 7 millièmes de carbone et des traces de silicium. En général, l'acier est plus blanc que le fer; sa cassure est finement granuleuse, et il est susceptible de prendre un très-beau poli. Chauffé au rouge, et refroidi lentement, il est moins dur que le fer. Rougi et refroidi ensuite par une immersion brusque dans l'eau, il devient plus dur, plus élastique, plus cassant que le fer; ce refroidissement brusque s'appelle la *trempe de l'acier*. Tout autre corps froid, tel que l'huile, le mercure, la pâte de farine, etc., peut, jusqu'à un certain point, remplacer l'eau. Si, après avoir trempé l'acier, on le fait recuire, il devient encore plus élastique et plus sonore. L'acier non trempé est un peu moins dilatable que le fer; l'acier trempé l'est, au contraire, un peu plus. Quand on expose l'acier trempé à une température élevée, il devient mou, en même temps il se colore, à sa surface, successivement en jaune pâle, en pourpre, en violet, en bleu foncé et enfin en bleu clair. Ces colorations sont les indices de la dureté de l'acier : le jaune indique que l'acier est encore très-dur, tandis que le bleu clair annonce le *minimum* de dureté. Dans ce dernier état, on emploie l'acier pour la fabrication des ressorts de montre, etc. Au moyen d'un disque de fer doux ou de cuivre, tournant rapidement sur son axe, on peut, en quelques instants, couper l'acier le plus dur, les meilleurs ressorts et les meilleures lames. — Il y a autant d'espèces d'acier qu'il est de méthodes pour le préparer. Lorsqu'on expose pendant plusieurs jours à l'action de la chaleur rouge des barres de fer recouvertes de poussière de charbon, on obtient

ce qu'on appelle l'acier de cémentation (*Brennstahl*). Cet acier est très-peu homogène et le plus souvent de mauvaise qualité. En le faisant fondre de nouveau, à différentes reprises, l'acier de cémentation devient beaucoup plus homogène et de meilleure qualité. C'est ainsi qu'on obtient l'acier connu sous le nom d'acier anglais. L'acier naturel ou cru (*Rohstahl*) ne s'obtient qu'avec certains minerais, par exemple, avec les *fers spathiques*. On améliore l'acier de mauvaise qualité en l'alliant avec des proportions très-petites (environ 1/400) de métaux étrangers, tels que l'argent et le platine. Le célèbre acier de l'Inde (*wootzstahl*) doit sa qualité à la présence d'une certaine quantité d'aluminium et de silicium. — Lorsqu'on mouille, avec des acides affaiblis, les lames de certaines espèces d'acier (notamment le *wootz* de l'Inde), après les avoir travaillées au marteau, on remarque à leur surface des ramifications veinues diversement entrelacées, de couleur tantôt claire, tantôt plus foncée que l'acier lui-même. C'est là une véritable surface cristalline mise à découvert par l'action de l'acide, qui enlève la première couche, confusément cristallisée sous l'influence d'un refroidissement trop brusque.

ACONITINE. Matière découverte par Hesse. On l'obtient en traitant les feuilles et tiges de l'*Aconitum napellus* par l'alcool aiguisé d'acide sulfurique. On sature ensuite l'acide par de la chaux, et on chasse l'alcool par la distillation. L'aconitine cristallise en grains blancs dans l'alcool aqueux. Elle est inodore et possède une amertume et une âcreté persistantes. Elle est très-vénéneuse. Peu soluble dans l'eau, elle se dissout très-facilement dans l'alcool et dans l'éther. Elle est d'une réaction alcaline assez prononcée. Son analyse n'a pas encore été faite.

ACONITIQUE (Acide). Cet acide, identique avec l'acide équisetique et avec l'acide citrique, a été découvert par Peschier dans l'*Aconitum napellus*. On l'obtient en traitant l'extrait aqueux d'aconit par l'acétate de plomb, et en décomposant l'aconitate de plomb par l'hydrogène sulfuré. La liqueur, filtrée, donne par l'évaporation une masse blanche, mamelonnée, qui constitue l'acide aconitique. Cet acide est inodore, d'une saveur légère et astringente, soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. Il brunit à 130°, fond à 140° et bout à 160°. On l'obtient ce même acide, en chauffant doucement l'acide citrique, jusqu'à formation de matières empyreumatiques. Les aconitates offrent peu d'intérêt.

ACOUSTIQUE. (De ἀκουειν, entendre.) Partie de la physique traitant des sons (*Foyez SON*). On donne ce nom plus particulièrement à la partie théorique de la musique. On appelle *cornets acoustiques* des instruments destinés à remédier aux défauts de l'ouïe ou à la perfectionner (*Foyez CORNET ACOUSTIQUE*).

ACROLÉINE. Ce corps est un produit de la distillation des graisses. On l'obtient pur en distillant dans un courant d'acide carboni-

que sec, un mélange de glycérine desséchée et d'acide phosphorique. L'acroléine forme la couche supérieure du produit de la distillation. C'est un liquide huileux, limpide, très-réfringible. Sa saveur est très-caustique et son odeur irrite vivement les membranes du nez et des yeux. L'acroléine s'acidifie à l'air et au contact de l'oxygène. Elle est soluble dans l'eau et dans l'éther. Elle détone avec l'acide nitrique et donne naissance à une résine d'une odeur agréable. Sa formule est : $C^6 H^4 O^2$. L'acroléine a été découverte par Redtenbacher, en 1845.

ACRYLIQUE (Acide). L'acroléine s'oxyde à l'air et se convertit en un acide qui ressemble beaucoup à l'acide acétique. A l'état concentré, l'acide acrylique est liquide et incolore; sa saveur est franchement acide; son odeur rappelle celle d'un rôti mariné. Il peut être distillé sans altération. Il a pour formule : $C^6 H^4 O^2$. Les acrylates sont analogues aux acétates. L'acide acrylique a été découvert par Redtenbacher, en 1845.

ADHÉSION (Adhæsio). On désigne par ce mot une simple adhérence des corps les uns aux autres, tant des corps solides que des corps liquides et gazeux. C'est ce qui distingue ce mot de celui de *cohésion*, qui exprime une union plus intime, union dont les fibres du bois, les particules des pierres compactes nous offrent des exemples. Pour les corps solides, l'adhésion s'exerce en raison directe de l'étendue et du poli des surfaces en contact. L'adhésion de l'eau aux corps sur lesquels elle passe, rend compte de son mouvement dans les lits des rivières, et en général sur les plans inclinés; car la vitesse de l'eau courante est toujours moindre qu'elle ne devrait l'être, d'après les lois de la chute des corps. Les corps tels que le blé, le papier et les substances hygrométriques en particulier, comme les pierres, les différentes espèces de terrain, absorbent et retiennent une plus ou moins grande quantité d'eau. C'est en partie à ces circonstances qu'un terrain quelconque doit sa fertilité, c'est-à-dire qu'une terre est d'autant meilleure qu'elle pompe mieux et retient plus longtemps l'humidité qu'y laissent la rosée ou la pluie. Lorsque deux fillets d'eau, sortant de tubes fins, sont approchés l'un de l'autre de manière qu'ils se touchent, on les voit aussitôt se réunir en un seul. Dans le cas où l'un des deux est plus épais, l'autre décrit une espèce de spirale autour du premier. Cette expérience démontre évidemment l'adhérence des liquides entre eux. L'adhésion se manifeste également entre les fluides élastiques. Quelques physiiciens regardent l'adhésion comme le premier degré de l'affinité chimique. Pour compléter les éclaircissements relatifs à l'adhésion, voyez ATTRACTION et CAPILLARITÉ.

ADIPIQUE (Acide). Cet acide se trouve avec l'acide lipique dans les eaux-mères de l'acide subérique. On l'obtient sous forme de cristaux bruns demi-sphériques, très-solubles dans l'eau

bouillante, dans l'alcool et dans l'éther. Ces cristaux fondent à 150° et peuvent être distillés sans altération. Par le refroidissement, ils se concrètent en une masse d'aiguilles cristallines longues et aplaties. L'acide adipique forme avec l'ammoniaque un sel (*adipate* d'ammoniaque) cristallisé en aiguilles. Formule de l'acide adipique anhydre : $C^6 H^{14} O^3$ (Laurent).

AÉRAGE. Voyez VENTILATION.

AÉRIFORME. Voyez GAZ.

AÉROLITHES. (*Bolides, Pierres météoriques, Meteorites, Pierres de foudre*). On avait pendant longtemps pris pour des contes tout ce qui avait été dit autrefois de certaines pierres tombées du ciel. Anaxagore fait tomber les aérolithes (de *ἀήρ*, air, et *λίθος*, pierre) du soleil, qui lui-même ne serait qu'un immense aérolithe. Du temps de ce philosophe, une pierre noirâtre, de la dimension d'un char, tomba près du fleuve Égos-Potamos en Thrace. C'est le premier aérolithe dont les historiens anciens eussent fait mention. Cette pierre se voyait encore dans le même lieu à l'époque de l'empereur Vespasien. Il y avait des pierres aérolithiques dans le gymnase d'Abydos, et dans la ville de Cassandre en Macédoine. Pline dit avoir vu lui-même une de ces pierres tomber dans la campagne des Vocontiens, dans la Gaule Narbonnaise. Le nombre des pierres aérolithiques dont on a constaté la chute seulement depuis quatre siècles, est fort considérable. Et quand on songe que ces pierres se retrouvent dans tous les lieux de la terre, ou n'est pas éloigné de croire qu'il ne se passe peut-être pas de jour où il n'en tombe dans une partie quelconque du globe. Ni les saisons ni les heures ne paraissent avoir de l'influence sur leur chute. Ces pierres tombent avec une grande vitesse, s'enfoncent profondément dans le sol et sont encore chaudes longtemps après leur chute. Tantôt elles sont petites et nombreuses, tantôt très-grosses. Ainsi, à Laigle on en ramassa plus de deux mille sur un espace de deux lieues et demie, tandis que la masse aérolithique que Pallas trouva en Sibérie est estimée peser 800 kilogr. Dans le Brésil il y en a une qui, dit-on, pèse 7,000 kilogr.; et une autre, trouvée sur les bords de la Plata, ne peserait pas moins de 30,000 kilogr. Celles de 100, 150 et 200 kilogr. sont très-répandues.

Ce qui frappe surtout l'observateur, c'est cet air de famille que présentent ces pierres, tant par leur aspect que par leur composition intime. Leur forme est irrégulière, leur surface souvent pleine d'aspérités, dont les angles sont émoussés par la fusion. Une sorte d'émail noir les recouvre jusqu'à un millimètre seulement de profondeur; la cassure est grisâtre, d'un aspect terreux et grenu; elles sont tantôt dures, tantôt friables. Leur densité moyenne est 3,30. Quant à leur composition, voici les éléments qu'on y rencontre :

Fer natif	de 11 à 90 p. 100
Silice	de 5 à 46 —

Nickel	de 1 à 11 p. 100
Soufre	de 1 à 18 —
Magnésie	de 0 à 010 —
Alumine	de 0 à 700 —
Chaux	de 0 à 450 —
Oxyde de fer	de 4 à 45 —
Oxyde de chrome	de 0,139 à 4 —
Oxyde de manganèse	de 0,640 à 6,500
Soude et potasse	de 0,741 à 5,280

En jetant un coup d'œil sur ce tableau, on remarque deux éléments dominants, le *fer* (soit à l'état natif, soit à l'état d'oxyde) et la *silice*; puis vient le nickel, le soufre, le chrome, etc.

On juge, par analogie, que ces corps subitement lumineux (météores), que l'on aperçoit à de si grandes hauteurs, sont des aérolithes; car jamais on n'en a vu descendre de cette élévation sur notre sol. Quand l'explosion des bolides a lieu, c'est toujours à peu de distance de la terre; mais beaucoup de ces météores traversent l'air sans éclater, et la hauteur à laquelle ils apparaissent est très-variable. Quelques-uns de ceux dont on a pu mesurer la course n'étaient qu'à 20 milles géographiques de distance. En 1762, Halley a estimé à 90 milles la distance de celui qui parut en cette année. En 1811, on en observa un qui n'était pas à 50 mille mètres de hauteur, et qu'on perdit de vue, M. Quetelet estime de 16 à 20 lieues la hauteur des météores qu'il a pu voir, et leur vitesse, de 3 à 6 lieues par seconde.

On conjecture que ces inflammations soudaines que l'on appelle des *étoiles filantes* sont aussi des aérolithes, et qu'elles n'éprouvent cette incandescence que par le passage dans notre atmosphère. Lorsque par une belle nuit d'été nous voyons l'immense espace que parcourent en un clin d'œil ces longues traînées de lumière, nous pouvons hardiment assurer que si elles sont dues à des corps solides, il est impossible que l'effroyable résistance que ces corps doivent éprouver ne produise le phénomène d'incandescence dont nous sommes témoins. La rarefaction de l'air dans ces hautes régions ne saurait être une objection sérieuse; car la vitesse de ces corps est tellement au delà de nos appréciations que, quelle que soit la densité relative de l'air, elle sera toujours suffisante pour qu'il en résulte l'incandescence.

Quelle est l'origine des aérolithes? Il n'y a à ce sujet que des hypothèses. La Place supposait que ces pierres sont vomies par les volcans de la lune. Lancées par une force de projection considérable, ces pierres sortiraient de la mince atmosphère de la lune et entreraient ainsi dans la sphère d'attraction de la terre. D'autres physiiciens (King, Hamilton, Ideler, etc.) supposent que ces concrétions pierreuses se forment dans l'atmosphère. Cette hypothèse n'est pas soutenable. Enfin, l'hypothèse la plus probable est celle-ci : les aérolithes sont de petites planètes ou des fragments de planètes, qui, dans leur course à travers les es-

paces célestes, arrivant dans le voisinage de notre globe, sont par lui attirés et tombent à sa surface, après avoir développé, dans l'atmosphère, de la chaleur et de la lumière, en raison de la rapidité de leur chute.

AÉRONAUTIQUE. C'est l'art (problématique) de naviguer dans l'air, comme on navigue sur les eaux. Cet art reste encore à réaliser. *Voyez* AÉROSTAT.

AÉROSTAT. (De ἀήρ, air, et ἵστασις, je place.) On donne ce nom à un appareil arrondi (ballon aérostatique), à l'aide duquel on s'élève dans l'air. Depuis la plus haute antiquité, les hommes avaient fait des efforts pour explorer les régions de l'air, comme on explore la mer et l'intérieur de la terre. La fameuse colombe d'Archytas, de Tarente, paraît avoir été plus qu'une invention purement mécanique; si l'on en croit Aulu-Gelle, elle renfermait un air plus léger que l'air atmosphérique. Roger Bacon (en 1292) s'était ingénié à construire une machine pour atténuer le poids d'un homme et lui donner la facilité de se diriger dans l'air comme les oiseaux. Le P. Lana, en 1670, s'était proposé de construire un navire aérien, soutenu par quatre grands ballons en cuivre, vides d'air. Le P. Galien publia, en 1733, à Avignon, un livre, sous le titre : *Art de naviguer dans les airs*; dans ce livre il propose de faire un immense ballon, rempli d'air pris dans la région de la grêle, afin que ce ballon fût plus léger, et plus apte à s'élever.

Enfin Cavendish, en 1766, et Cavallo, plus tard, firent quelques expériences avec des vessies remplies d'hydrogène. Ces expériences furent répétées en Allemagne par Pickel et Lichtenberg; mais toutes ces tentatives, faites dans le laboratoire, ne hissaient entrevoir aucune application dont la science pût tirer quelque parti. Il était réservé à Joseph Montgolfier de réaliser ce que d'autres n'avaient, pour ainsi dire, essayé que théoriquement. Le hasard vint encore ici merveilleusement en aide au génie. Montgolfier brûla un jour des papiers inutiles; parmi ces paperasses se trouvait un sac dont l'orifice était tourné vers la flamme. Il remarqua que ce sac s'élevait rapidement dans l'air et s'y maintenait tant que l'orifice pouvait être chauffé. Il répéta plusieurs fois l'expérience, toujours avec le même succès; et dès ce moment il arrêta dans son esprit le plan d'une montgolfière. Ceci arriva en 1781. L'année suivante, il éleva un ballon à Avignon. L'année d'après, il en fit construire un de 93 pieds de diamètre et qui pesait 430 livres; il le testa de 400 livres et le gonfla à l'aide d'un feu de paille, sur lequel on jetait de la laine hachée pour augmenter la production des gaz. L'appareil atteignit environ 1000 pieds de hauteur et vint tomber à une lieue du point de son ascension.

Montgolfier fut appelé à Paris, où il répéta ses expériences sur une très-grande échelle et toujours avec le même succès. Enfin Pilâtre des Roziers, directeur du musée de Monsieur,

et son ami le marquis d'Arlande donnèrent au monde le premier spectacle d'un voyage aérien. Ce fut au mois d'octobre 1783 qu'eut lieu cet événement mémorable. La machine, de forme ovale, avait 48 pieds de diamètre et 74 de hauteur. On avait pratiqué une galerie autour du foyer, afin que les aéronaute pussent entretenir le feu avec de la paille et de la laine hachées menu. Le poids de tout l'appareil, y compris les deux voyageurs et leur provision de combustible, dépassait 1600 livres. Le 21 novembre suivant, ses premiers navigateurs s'abandonnèrent à leur fortune : ils partirent du château de la Muette, au bois de Boulogne, s'élevèrent à 500 toises, et allèrent descendre, au bout de 15 minutes, à plus de deux lieues du point de départ, après avoir passé sur Paris. Toute la population émerveillée se porta en foule au-devant de ces hommes, dont l'audace et l'intrépidité commandaient un certain respect; et en effet, le voyage n'avait pas été sans danger : la flamme, se dilatant dans les couches plus raréfiées de l'atmosphère, commençait à mettre le feu au fond de l'ouverture du ballon; Pilâtre des Roziers eut la présence d'esprit d'y appliquer une éponge mouillée; mais il ne fit que retarder le moment de la fatale issue que devaient avoir ses hardies expériences aéronautiques. Cette première et brillante ascension à ballon libre fut aussi la dernière que l'on tenta avec les montgolfières. On s'aperçut de tous les inconvénients qui pouvaient résulter d'un foyer qu'il fallait alimenter sans cesse, et du danger que pouvaient courir les édifices, au-dessus desquels il passait. On abandonna donc les montgolfières, et on le fit avec d'autant moins de regret, que Charles venait de découvrir un moyen bien plus efficace de se soutenir dans les hautes régions de l'air : c'était l'emploi du gaz hydrogène. Montgolfier appliquait la chaleur à l'air pour le raréfier, le dilater, et en diminuer par conséquent le poids spécifique. Or, cette diminution du poids s'effectue en raison du degré d'intensité de la chaleur. Il fallait donc maintenir la température de l'intérieur du ballon à près de 100° pour pouvoir élever l'aérostat à 500 toises; il y aurait eu danger imminent d'incendie, si l'on avait tenté de s'élever plus haut en augmentant la température. Charles sut habilement mettre à profit la densité de l'hydrogène. Les expériences de Cavendish et de Cavallo n'avaient été que des amusements de laboratoire; Charles conçut et exécuta le hardi projet de renfermer de l'hydrogène dans une enveloppe d'une assez grande capacité pour que la différence du poids spécifique du gaz et de l'air pût permettre à la machine de s'élever dans l'atmosphère. Ces données étaient certaines : sous la pression, et la température moyenne, le mètre cube d'air pèse environ 13 hectogrammes, tandis que le mètre cube d'hydrogène impur ne pèse que 1 hectogramme; c'est donc 12 de différence. Il suffit donc de donner au ballon un volume d'autant de mé-

tres cubes, que le nombre douze est contenu dans le poids du ballon, exprimé en hectogrammes. Charles construisit un ballon sphérique en taffetas, enduit d'un vernis de caoutchouc, et de 27 $\frac{1}{2}$ pieds de diamètre. L'hémisphère supérieur était garni d'un filet qui supportait un équateur, formé par un cercle en bois, d'où pendaient des cordes qui soutenaient une nacelle pour les aéronautes. Le 1^{er} décembre 1784, Charles et Robert partirent du bassin des Tuileries, aux acclamations d'une foule immense, que ce nouveau spectacle surprenait encore plus que le premier. En deux heures de navigation, les voyageurs avaient fait sept lieues; mais le ballon ayant perdu du gaz, sa chute devint imminente. Ils regagnèrent la terre; Robert descendit seul; le ballon, allégé de ce poids, enleva Charles dans les hautes régions de l'air; il atteignit 1324 toises. Il fit encore une lieue, puis descendit, après 33 minutes de navigation. Cette grande et décisive expérience établit l'incontestable supériorité de la méthode de Charles. On essaya de tirer parti des ballons pour reconnaître, en temps de guerre, les postes occupés par l'ennemi. Il y eut, en 1791, une compagnie d'aérostiers sous la direction de Conté; et à la bataille de Fleurus, le 28 juin de la même année, des officiers, montés dans un ballon, observaient tous les mouvements de l'ennemi. Ce moyen a été depuis abandonné.

En 1804, MM. Biot et Gay-Lussac firent une ascension utile à la science; M. Gay-Lussac la répéta seul. Il s'éleva à environ 6000 mètres. C'est la plus grande hauteur qu'on ait encore atteinte; on ne pourrait se maintenir longtemps à cette élévation, à cause de la grande raréfaction de l'air: le baromètre, qui était à 0 m. 675 avant de partir, descendit durant le voyage à 0 m. 328. Le froid que l'on y éprouve est très-vif: la température, au moment de l'ascension, était à 19°,5 centigrades, et le thermomètre descendit à - 9,5, ce qui fait une différence d'environ 50°, que l'aéronaute éprouva dans l'espace de quelques minutes. Ce voyage aérien, entrepris dans le dessein de faire plusieurs expériences sur l'état électrique et la constitution de l'atmosphère dans ces régions supérieures, eut tout le succès qu'on devait attendre d'observateurs aussi expérimentés.

Un des grands avantages des ballons à gaz hydrogène, c'est que l'aéronaute, une fois qu'il a quitté la terre, n'a plus à s'occuper de sa machine, et peut se livrer à toutes les expériences qui sont le but de son voyage. La seule précaution à prendre c'est de se munir de lest, afin de pouvoir s'élever à volonté, et surtout d'avoir soin de placer une soupape à la partie supérieure du ballon, pour laisser échapper le gaz, lorsqu'on veut descendre, ou pour dégonfler le ballon, lorsque le gaz se dilate à mesure que l'on monte, et que l'air devient de plus en plus rare. M. Biot recommande avec juste raison de s'assurer du jeu de la soupape; en effet, c'est le seul

moyen de salut de l'aéronaute, lorsque son ballon vient à se distendre, et qu'il peut craindre une explosion. C'est pourquoi il est indispensable de n'enfler l'aérostat qu'aux trois quarts, avant de quitter la terre. Il se gonflera assez vite, à mesure que la densité de l'air diminuera. On ne saurait apporter trop de soin dans le choix des étoffes dont se compose l'enveloppe; chaque pièce doit être essayée avant de l'employer, pour juger de son degré de résistance. On doit en faire autant des cordages qui composent le filet. Le procédé le plus facile pour se procurer l'hydrogène dont on remplit les ballons, consiste dans la décomposition de l'eau par l'action du fer ou du zinc et de l'acide sulfurique. L'appareil dont on se sert est des plus simples. On a des tonneaux ordinaires que l'on place debout; on perce deux trous au fond supérieur; de l'un part un tuyau qui se rend dans un plus grand tonneau qui reçoit le gaz de tous les autres, et l'envoie dans le ballon. Par le second trou on introduit de l'eau, de la limaille, ou mieux de la tournure ou des rognures de fer, et de l'acide sulfurique, dans les proportions suivantes:

Fer	56
Acide sulfurique concentré	100
Eau	400

Ces nombres, exprimés en kilogrammes, produiront 2287 mètres cubés de gaz, en supposant que l'opération soit bien conduite. On peut, d'après ces proportions, calculer le nombre des tonneaux dont on a besoin pour remplir le ballon. La forme à donner au ballon dépend entièrement du but que l'on se propose. Si l'on ne veut que s'abandonner au courant de l'air, la forme sphérique ou toute autre est indifférente; car il est évident que le corps, étant en équilibre, n'opposera aucune résistance: il n'ira ni plus ni moins vite que le courant, puisqu'il est en entier plongé dans un fluide homogène. Un bateau, qui suit le fil de l'eau, aura à vaincre la résistance de l'air s'il supporte une charge volumineuse au-dessus de sa flottaison, parce que les deux fluides sont de nature hétérogène et n'ont point de mouvement commun. Mais, si l'on veut aller plus vite que le vent, ou seulement rester stationnaire, la forme n'est plus indifférente; il faut alors adopter celle qui offre le moins de résistance à l'air. Or, cette résistance, qui croît comme le carré de la vitesse, est toujours proportionnelle à la section transversale que l'on présente au courant; la forme qui présentera la moindre section sera donc celle qu'il faudra préférer; c'est celle des poissons. Mais, il ne suffit pas d'avoir la forme d'un poisson, il faut en avoir la souplesse et la force; c'est là le vrai problème à résoudre, et c'est le seul, puisque le poisson est comme le ballon en équilibre dans un fluide homogène, tandis que l'oiseau est obligé d'employer une partie de sa force à se soutenir.

Les aéronautes doivent donc étudier le mé-

canisme de la progression du poisson, et surtout le mouvement de flexuosité qu'il imprime à sa colonne vertébrale et le coup de queue vif qui termine l'ondulation. Mais la première condition pour se diriger, c'est de s'élever au dessus de la région des courants. Toute tentative de direction, ou même de station au-dessous de 1200 à 1300 toises, n'aura jamais de succès. Il est vrai que les saumons remouvent des chutes d'eau de 25 et de 30 pieds, mais cet exemple ne pourra point être imité par des machines inertes. Une considération non moins importante est celle de la surface relative des ailes ou des rames. Il n'y a point de poisson qui ne présente, par ses nageoires, au moins un quart de la section transversale de son corps. Quelques-uns, tels que le poisson volant, ont trois fois cette surface. On a parlé récemment d'une vessie natatoire que l'on voulait introduire dans le ballon, et qui devait produire l'effet de celle des poissons. Quand un poisson veut s'élever, il gonfle sa vessie natatoire à l'aide de l'air qu'il extrait de l'eau, et il expulse cet air, quand il veut plonger. Mais où prendrions-nous du gaz plus léger que l'hydrogène, pour gonfler notre vessie natatoire et nous élever ? et de même où prendrions-nous de l'air plus condensé que l'air ambiant pour nous faire descendre ? Si nous essayons de comprimer l'air par une pompe dans la vessie natatoire, l'enveloppe éclatera, et nous aurons seulement rendu explosif le gaz de notre ballon. Tous les inconvénients d'explosion par distension du gaz diminueraient peut-être en partie, si l'on parvenait à réaliser l'emploi de lames métalliques. On a calculé qu'un ballon de 60 pieds de diamètre, formé de lames de platine de 5/100 de ligne d'épaisseur, aurait une force ascensionnelle de plus de 3,000 livres. Tout extravagant que peut paraître cette idée, c'est cependant avec du métal, avec du cuivre, par exemple, qu'il faudra construire les ballons, si jamais l'on parvient à les diriger. Mais malheureusement des expériences récentes ont prouvé que des ballons de cuivre à lames très-minces présentent des chances de rupture si nombreuses (à cause du défaut d'homogénéité du métal), qu'on a dû y renoncer.

AFFINAGE. Opération par laquelle on sépare l'or de l'argent et du cuivre ainsi que d'autres métaux avec lesquels l'or peut se trouver allié. Anciennement on effectuait cette opération en traitant l'alliage par l'eau régale. Celle-ci dissout l'or et laisse l'argent sous forme de résidu blanc insoluble (chlorure d'argent). Ce procédé, qui n'est pas susceptible de donner des résultats précis, a été abandonné. On substitua ensuite à ce procédé l'emploi de l'aide nitrique, qui dissout l'argent et laisse l'or intact. Cependant, il y a toujours une certaine quantité d'or qui est entraînée dans la dissolution d'argent. C'est cette chance de perte qui a fait renoncer à l'emploi de ce procédé. Le meilleur moyen d'opérer le *départ*, comme

on appelle la séparation de l'argent de l'or, consiste à attaquer l'alliage par l'acide sulfurique concentré et bouillant, dans des cornues de platine. L'argent et le cuivre sont dissous, et l'or reste parfaitement intact. Quant à l'argent dissous avec le cuivre, on le précipite par des lames de cuivre; après l'avoir lavé et pressé pour en séparer la plus grande partie du liquide dont le précipité s'imprègne, on le fond avec un peu de nitre, pour séparer les dernières traces de cuivre qu'il renferme. Le sulfate de cuivre, provenant de ces opérations, est cristallisé par l'évaporation; comme il faut employer un grand excès d'acide pour la dissolution des métaux, il reste des eaux-mères qui en renferment une proportion considérable; on les concentre par de nouvelles opérations. Pendant la dissolution des métaux, quand on opère sur de très-grandes quantités, il se dégage beaucoup de vapeurs d'acide sulfurique et des quantités beaucoup plus considérables encore de gaz sulfureux, qu'il est indispensable de condenser; on y parvient en faisant passer ces produits par des chambres de plomb: on condense l'acide sulfurique par de la vapeur d'eau, et on absorbe le gaz sulfureux au moyen de eaux éteintes. — Le procédé d'affinage, au moyen de l'acide sulfurique, comporte une très-grande exactitude. Tout l'or est par là séparé. L'emploi de ce procédé a même permis de réaliser des bénéfices considérables, par la refonte des anciennes monnaies d'argent, qui toutes renferment une certaine quantité d'or, inséparable par la méthode ancienne.

AFFINITÉ. On appelle ainsi la force en vertu de laquelle les molécules constituantes des corps se combinent entre elles; c'est l'attraction, appliquée à des distances extrêmement petites, aux distances qui séparent les molécules les unes des autres; c'est elle qui produit le changement d'équilibre des corps dans leurs constitutions moléculaires. On dit que tel corps a une affinité pour tel autre, lorsque ces deux corps se combinent ensemble avec facilité. Du temps de Geoffroi et de Bergmann, l'affinité était la base des combinaisons chimiques. Depuis Berthollet, on admet plusieurs forces, qui concourent ensemble à la combinaison des corps: l'électricité, la chaleur, la lumière, la pression atmosphérique, la cohésion, etc. L'affinité est du reste une force purement théorique; une autre manière d'envisager les choses pourrait faire disparaître ce mot de la science. Bergmann a le premier dressé un tableau des affinités chimiques, qu'il avait appelées *attractions électives*.

AGENT. Toute action suppose un agent. Toute force ou toute substance énergique peut être un agent dans la main de l'homme ou de la nature. Ainsi, le calorique, la lumière, l'électricité, le magnétisme sont des agents naturels. Les acides, les alcalis, l'eau, l'alcool, l'éther, etc., sont des agents de décomposition ou de séparation dans la main du chimiste.

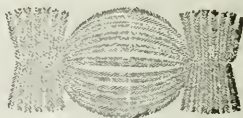
Dans ce cas, ils prennent plus particulièrement le nom de *reactifs*.

AGRÉGATION. Rension de plusieurs substances solides. Ce qui distingue la combinaison de l'agrégation, c'est que dans celle-ci les parties composantes ne sont pas homogènes; elles sont discernables. De petits fragments de cailloux, agglutinés par un ciment, constituent un agrégat, qui prend les noms minéralogiques de *poudingue*, de *brèche*, de *grès*. Beaucoup de corps existent dans la nature à l'état d'agrégat. On distingue dans ces corps: 1° la structure d'agrégation *lamellaire*; 2° la structure d'agrégation *granulaire*; 3° la structure d'agrégation *fibreuse*; 4° la structure d'agrégation *schisteuse*; 5° la structure d'agrégation *compacte*.

AIGUILLE AIMANTÉE. Un fil d'acier très-délié, librement suspendu par son centre de gravité à un fil de soie, telle est l'aiguille aimantée la plus simple. Cet instrument sert à reconnaître la présence des fluides magnétiques dans un corps, et la direction de leurs courants sur la terre. L'une de ses extrémités regarde constamment le nord (pôle boréal), tandis que l'autre est dirigée vers le sud (pôle austral). Cependant, le pôle magnétique ne correspond pas directement au pôle de la terre; il en diffère d'environ 9 degrés, d'après les observations récentes des capitaines Ross et Parry. Si l'on met l'aiguille en équilibre sur un pivot, et que, pour l'empêcher d'incliner, on charge d'un petit contre-poids l'extrémité australe, on remarque qu'elle dévie de la ligne méridienne, comme elle déviait de l'horizontale. Au moyen d'un cercle gradué, on a constaté que la déclinaison était, en 1852, de 22° 51' pour Paris (voyez DÉCLINAISON). Ainsi suspendue, cette aiguille ne conserve pas la position horizontale, car elle s'abaisse par l'une de ses extrémités. Au moyen d'un cercle gradué vertical approché de l'aiguille, on a trouvé qu'elle inclinait à Paris (par exemple, en 1851) de 67° 40' (voyez INCLINAISON).

AIMANT. La pierre qui porte le nom d'aimant est un composé de protoxyde et de peroxyde de fer. Il est à remarquer que plusieurs autres combinaisons analogues (celles du protoxyde avec le peroxyde de nickel, du protoxyde de cobalt avec son peroxyde, du protosulfure de fer avec son persulfure, etc.) jouissent des propriétés de l'aimant. Lorsqu'on plonge une pierre d'aimant dans la limaille de fer, on voit celle-ci y adhérer. Si l'on présente la pierre à distance, la limaille s'éclanche attirée par l'aimant. Cette attraction se manifeste également dans le vide comme dans l'air, et lors même qu'il y a un corps interposé. En examinant la pierre après cette expérience, on remarque que la limaille n'est pas uniformément répandue sur toute la surface, mais qu'elle est surtout amoncelée autour de deux points opposés où la force magnétique paraît résider plus particulièrement. Ces deux points ont été appelés les *pôles* de l'aimant, considérés

comme les extrémités d'un *axe* qui traverserait la pierre dans cette direction. On a nommé *equateur* le plan perpendiculaire, qui partage l'aimant par le milieu de son axe. Le fer est à l'aimant ce que les corps pesants sont à l'égard de notre globe. Comme pour l'attraction de la terre, la force attractive de l'aimant décroît à mesure que la distance augmente. L'attraction est réciproque. On le démontre, en suspendant à des fils deux masses à peu près égales de fer et d'aimant; en les rapprochant lentement l'un de l'autre, on verra les deux corps s'éclancer chacun de son côté et se joindre, dans l'intervalle qui les sépare, en un point déterminé par l'énergie de l'aimant et de la masse de fer. Si la masse de fer était fixe on très-considérable, l'aimant seul cheminerait, et réciproquement. La force attractive n'est pas égale dans toutes les parties de l'aimant. L'expérience suivante le démontre: suspendons une petite balle de fer à un fil très-flexible; ce sera un *pendule magnétique*: présentons-lui à distance un aimant un peu énergique, nous verrons que tous les points de sa surface ne font pas également dévier la balle de fer; que la plus grande déviation a lieu lorsque nous présentons les points appelés les *pôles*, et qu'aux points intermédiaires la déviation est nulle. A ces points intermédiaires on peut donc tracer une ligne où ne s'exerce aucune action attractive. C'est la *ligne moyenne* ou *equateur*. Cette constitution fondamentale de l'aimant explique la figure que trace la limaille de fer que l'on répand autour. La ligne moyenne n'ayant aucune action, les particules de limaille qui s'y trouvent placées, sont attirées par l'un et l'autre pôle, suivant des courbes déterminées par la distance d'où ces particules sont attirées. Cette figure en donnera une idée:



Désignons les deux pôles d'un aimant par N et S. Si l'on présente à l'un de ces pôles un autre aimant, on voit qu'il est successivement attiré et repoussé, selon que l'on présente un pôle ou l'autre. Ainsi, le pôle N de l'un attirera le pôle S de l'autre et repoussera son pôle N; et réciproquement, les pôles de *même nom* se repoussent; les pôles de *noms contraires* s'attirent. Il y a donc là deux forces qui agissent en sens opposé. C'est ce qui explique la neutralité de la ligne moyenne, limite de ces deux forces opposées. De l'existence de ces deux forces on a conclu à l'existence de deux *fluides magnétiques*, dont chacun repousse son semblable et attire l'autre. Dans le fer, qui n'agit pas comme un aimant, les deux

fluides se trouvent combinés, c'est-à-dire neutralisés l'un par l'autre; et on leur donne dans cet état le nom de *fluide naturel*.

Une des propriétés les plus étranges de l'aimant est la direction constante vers un point de la terre, que prend l'axe d'une pierre d'aimant libre ou suspendue. Si l'on cherche quelle est cette direction qu'affecte l'axe d'un aimant, on reconnaît qu'elle est à peu près parallèle à l'axe de la terre, et que le pôle S de notre aimant est tourné vers le pôle nord du monde, et le pôle N vers le pôle opposé. C'est cette propriété qui a fourni l'idée de la construction de l'aiguille aimantée et de la boussole. Dans toutes les contrées de la terre, l'aiguille aimantée prend une direction fixe, à laquelle elle revient sans cesse, lorsqu'on l'en écarte. Il y a une force magnétique, qui fait sentir ses effets dans tous les points du globe terrestre; car aucun corps ne peut se mouvoir par lui-même; s'il se meut, c'est qu'il y a hors de lui une force qui le sollicite. Il en faut donc conclure que *le globe terrestre est magnétique et que c'est son action qui dirige l'aiguille aimantée*. Nous avons déjà dit (*Voyez AIGUILLE AIMANTÉE*) qu'une aiguille suspendue librement ne conserve pas sa position horizontale, mais qu'elle incline constamment à l'horizon. Nous ajouterons ici que cette *inclinaison* augmente avec la latitude; les voyageurs, qui ont pénétré dans les régions polaires, ont trouvé des inclinaisons très-voisines de 90°, c'est-à-dire presque verticales. Jusqu'à présent on n'a pas encore pu faire coïncider l'inclinaison de l'aiguille avec le fil d'aplomb et fixer ainsi le lieu de ce qu'on appelle par analogie *pôle magnétique* de la terre. (*Voyez MAGNÉTISME*.)

Gassendi observa le premier, que des barres de fer tenues longtemps dans une position fixe et verticale acquièrent naturellement la vertu magnétique. Les croix placées sur les clochers deviennent à la longue de très-bons aimants. Il en est de même de tous les instruments en fer dont nous nous servons et qui ont souvent cette position verticale. Les pelles, les pincettes, les barres de fer des fenêtres acquièrent une vertu magnétique plus ou moins permanente, suivant le temps qu'elles sont restées dans la position verticale; la partie supérieure de ces barres devient toujours un pôle austral, tandis que le bas est un pôle boréal. Une percussion vive et forte développe la vertu magnétique dans une barre de fer. On met sur une enclume et dans le plan du méridien une barre de fer doux; on frappe un coup sec avec un marteau sur l'extrémité tournée du côté du nord; et aussitôt elle devient pôle boréal; en frappant de même l'extrémité opposée, elle devient pôle austral. Le même effet se produit en limant ou en sciant la barre par les deux extrémités. Ainsi, sans le secours d'aucun aimant naturel, on peut rendre une barre de fer doux, non-seulement magnétique, mais en faire même un véritable aimant. On

obtient le même résultat d'une manière plus efficace et plus prompte, au moyen d'un aimant naturel, que l'on applique avec certains procédés, nommés *touches*, dont l'ensemble constitue l'*aimantation*.

AIR. (*Chimie.*) Les anciens ignoraient que l'air est pesant. Cependant le vent, le soulèvement des vagues et tant d'autres phénomènes physiques auraient dû faire penser que l'air est un corps matériel. Comparé à l'eau, l'air pèse 1/770. Un litre d'air pèse 1 gr. 2986. Par sa pression, l'air fait équilibre à une colonne de mercure de 0 m. 76 (baromètre), ou à une colonne d'eau de 32 pieds. L'élasticité de l'air étant égale à sa pression, il s'ensuit qu'un très-petit volume d'air peut faire équilibre à un poids égal à celui de l'atmosphère. C'est ce qui explique comment une éprouvette remplie d'air (ou de tout autre gaz), et maintenue au-dessus d'une surface d'eau, ne permet pas à l'eau de monter dans l'intérieur de cette éprouvette, quoique l'eau soit pressée extérieurement sur toute sa surface par tout le poids de l'atmosphère. L'eau dissout environ 1/50 de son vol. d'air, ou, plus exactement, 100 litres d'eau dissolvent 2 lit. 8 d'air, à la température de 10° et sous la pression de 5 m. 76. L'air dissous dans l'eau est plus riche en oxygène que l'air atmosphérique. Il contient environ 55 pour cent d'oxygène. De 0° à 100° l'air augmente de 0,567, ou bien de 0,00567 de son vol. par chaque degré du thermomètre centigrade (Regnault). La plupart des gaz permanents sont soumis à cette loi, quelle que soit la pression, pourvu qu'elle reste constante pendant toute la durée de l'expérience. Comme le volume de tous les corps, mais surtout des corps gazeux, augmente ou diminue suivant le degré d'élevation ou d'abaissement de la température, il est important de tenir compte de l'indication thermométrique dans les analyses et surtout dans la détermination des poids spécifiques. — *Constitution.* L'air est composé des corps suivants: 1° oxygène et azote. 100 volumes d'air renferment, terme moyen, 21 vol. d'oxygène et 79 vol. d'azote; 2° acide carbonique. 1000 volumes d'air renferment, terme moyen, 4 vol. d'acide carbonique (Saussure); 3° eau, à l'état de vapeur, à peu près dans la même proportion que l'acide carbonique; 4° des parcelles très-petites de substances animales et végétales, dont les quantités varient suivant les localités. — *Analyse qualitative* de l'air pour découvrir: 1° l'oxygène. Quand on brûle du fer dans l'oxygène, préparé au moyen du chlorate de potasse ou du peroxyde de manganèse, on obtient le même produit (oxyde de fer) que lorsqu'on brûle ce métal dans l'air. Quand on brûle du charbon dans l'oxygène, on obtient le même gaz (acide carbonique) que lorsqu'on brûle le charbon dans l'air. Il est inutile de multiplier les exemples de ce genre. De là nous sommes conduits à conclure qu'il y a de l'oxygène dans l'air. 2° L'azote. Quand on a fait brûler du fer, du cuivre, du phosphore,

sous une cloche contenant de l'air, on obtient un résidu gazeux qui éteint les allumettes et ne précipite pas l'eau de chaux : ce gaz est l'azote. En mettant ensemble de l'oxygène et de l'azote, à peu près dans le rapport de 1 : 4, on a un mélange dans lequel les corps combustibles brûlent et les animaux respirent comme dans l'air. Le rapport de l'oxygène à l'azote n'est jamais altéré par la présence de la vapeur d'eau, quelle que soit la proportion de celle-ci. 3° *L'acide carbonique*. La végétation et la respiration des animaux attestent l'existence de l'acide carbonique dans l'air. Les landes de Bordeaux se composent d'un terrain siliceux et alumineux, contenant très-peu de matière organique, et pourtant ce terrain est couvert d'immenses forêts. Les plantes respirent en quelque sorte, d'une manière tout à fait inverse de celle des animaux; car elles absorbent, pendant le jour, de l'acide carbonique, pour le décomposer en carbone qui se fixe et en oxygène qui se dégage. Cet acte de respiration n'a lieu que sous l'influence de la lumière. Les animaux, au contraire, absorbent de l'oxygène par l'acte de l'inspiration, et rendent de l'acide carbonique pendant l'expiration. Aussi, lorsqu'on souffle, au moyen d'un tube, dans de l'eau de chaux, on remarque que celle-ci se trouble, parce qu'il se produit du carbonate de chaux insoluble. De l'eau de chaux, exposée à l'air, se recouvre bientôt d'une pellicule de carbonate de chaux (crème de chaux des anciens) qui, au contact d'un acide, dégage de l'acide carbonique. 4° *L'eau*. Un vase rempli d'eau froide se recouvre, dans un appartement chaud, d'une rosée ou de gouttelettes d'eau qui ruissellent quelquefois le long des parois du vase; cette eau était en suspension dans l'air à l'état de vapeur. Le chlorure de calcium, le carbonate de potasse solide, etc., se changent, étant exposés à l'air, en véritables dissolutions aqueuses. D'ailleurs beaucoup de phénomènes météorologiques, comme la rosée, la pluie, les orages, etc., prouvent qu'il y a de l'eau dans l'air. 5° *Molécules de matières organiques*. Lorsqu'on laisse, par une petite ouverture, pénétrer dans un appartement obscur un rayon direct du soleil, on remarque au milieu de ce rayon une foule de petits corpuscules, semblables à de la poussière, s'agiter en sens divers. Ces corpuscules sont de nature organique : ils proviennent de débris de végétaux ou d'animaux. De l'acide sulfurique, exposé longtemps à l'air libre, prend une couleur de plus en plus foncée, et finit par devenir complètement noir, par suite de la carbonisation des parcelles organiques qui étaient suspendues dans l'air. — *Analyse quantitative*. Lavoisier et Schéele ont les premiers analysé l'air, à peu près à la même époque. Lavoisier s'était à cet effet servi du mercure, qu'il avait chauffé (oxydé) au contact de l'air; et Schéele avait employé une dissolution de sulfure de potassium, qui a la propriété d'absorber l'oxygène de l'air.

L'un et l'autre se trompèrent d'abord dans leurs analyses. — *Eudiométrie*. L'analyse par l'eudiomètre consiste à introduire un mélange d'air et d'hydrogène dans un tube de verre gradué et à parois épaisses (*eudiomètre*) et à y faire passer une étincelle électrique. — Il faut se rappeler préalablement que l'hydrogène forme de l'eau avec l'oxygène, et que l'oxygène y entre pour $\frac{1}{5}$ et l'hydrogène pour $\frac{2}{5}$; en d'autres termes, l'hydrogène prend, à l'aide de l'étincelle électrique, la moitié de son volume d'oxygène pour former de l'eau; de sorte que, la quantité d'hydrogène étant connue, celle de l'oxygène l'est également. Si l'on emploie l'hydrogène en excès par rapport à l'oxygène, il y aura un résidu d'hydrogène. Si l'on dépasse certaines proportions, et que par exemple, l'hydrogène soit à l'oxygène comme 16 : 1, l'étincelle électrique ne produira plus aucun effet; la présence d'un gaz étranger, tel que l'azote, l'acide carbonique, etc., en trop grande quantité, s'oppose également à ce que la combinaison de l'hydrogène et de l'oxygène soit complète. Il est important de se procurer de l'hydrogène pur. — C'est dans ces cas que l'emploi des boules de platine de Doberlner offre un immense avantage. Quelles que soient les proportions d'hydrogène et d'oxygène, quel que soit le gaz étranger qui s'y trouve mêlé, la combinaison ou absorption est toujours complète. Avant d'introduire la boule dans le tube, il faut d'abord la faire rougir un peu à la lampe à alcool. Avec ces boules de platine, on n'a jamais à craindre que le tube soit brisé; ce qui arrive quelquefois, en employant l'étincelle électrique. La combinaison de l'oxygène et de l'hydrogène s'opère graduellement et non point d'une manière brusque et instantanée. Aussi peut-on se dispenser de l'ancien eudiomètre, d'une construction assez compliquée, et même de l'eudiomètre simplifié de M. Gay-Lussac. Un petit tube de verre gradué en centièmes, et une petite boule de platine de la grosseur d'un pois, voilà tout l'appareil eudiométrique, réduit à sa plus grande simplicité et comportant une assez grande exactitude. Exemple d'analyse. On met dans un tube gradué,

100 vol. d'air
100 vol. d'hydrogène.

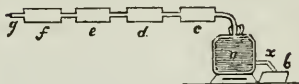
Total 200 vol.

Après l'action de la boule de platine, il ne reste plus que 157 vol. Il y a eu, en conséquence, absorption (combinaison de l'hydrogène et de l'oxygène) de 63 volumes. Or, dans ces 63 volumes absorbés, l'hydrogène entre pour les deux tiers = 42 vol., et l'oxygène pour le tiers = 21 vol. Donc, de 100 vol. d'hydrogène employés 33 vol. n'ont pas servi. On enlève ces 33 vol. d'hydrogène, en y ajoutant 29 vol. d'oxygène : la boule de platine les réduit à l'état d'eau. Enfin, il reste dans le tube un résidu de 79 vol., résidu qui persiste et que la potasse n'absorbe pas. Ce résidu est de l'azote. Donc, 100 vol. d'air se composent de 21

d'oxygène et de 79 d'azote. — Quelles que soient les localités dans lesquelles on opère, les proportions d'oxygène et d'azote ne varient que dans les limites de 19 à 22 (Dumas). L'eau et l'acide carbonique s'y trouvent en proportion variable. En général, plus la température est élevée, plus l'air est chargé d'eau. — *Acide carbonique.* La quantité d'acide carbonique dans l'air est, terme moyen, de 4 vol. sur 1000 vol. d'air. Le maximum est 3,74 et le minimum 3,18. Il y a plus d'acide carbonique dans l'air en hiver qu'en été. Il y en a plus la nuit que le jour. Il en existe moins au-dessus de la surface de la mer qu'au-dessus de la surface de la terre.

— *Dosage de l'acide carbonique.* On prend un grand ballon de verre d'une capacité connue; on y fait le vide. Après s'être transporté dans la localité dont on veut analyser l'air, on ouvre le robinet. Aussitôt le ballon se remplit d'air. Ensuite on y introduit, à l'aide d'un petit entonnoir, de l'eau de baryte, qu'il faut préalablement saturer d'un peu de carbonate de baryte; car l'eau de baryte dissout un peu de carbonate de baryte, et si on ne l'ajoutait pas auparavant, elle le prendrait plus tard aux dépens de celui qui aurait été formé par l'acide carbonique de l'air. On ferme le robinet et on agite. Au bout de quelques minutes, l'acide carbonique est absorbé. Il faut se hâter de terminer l'opération, car la baryte (BaO), restée pendant quelque temps au contact de l'air, pourrait, en absorbant de l'oxygène, se transformer partiellement en peroxyde de baryum (BaO_2) qui, étant insoluble, s'ajouterait au précipité de carbonate de baryte; et l'on doserait ainsi l'acide carbonique trop haut. Comme il faut opérer sur une grande quantité d'air, à cause de la petite quantité d'acide carbonique qui s'y trouve, on recommence la même opération jusqu'à 10 fois. On opère ainsi (en supposant que le ballon soit de 10 litres) sur 100 litres d'air. L'opération étant terminée, on jette sur un filtre le précipité de carbonate de baryte, avec l'excès d'eau de baryte qui n'a pas servi; mais un peu de carbonate de baryte reste adhérent aux parois du ballon. Pour l'enlever, on y introduit de l'acide chlorhydrique qui, en s'emparant du carbonate de baryte, forme une quantité équivalente de chlorure de baryum soluble. On précipite ensuite celui-ci au moyen du carbonate de soude, qu'on peut employer en excès sans inconvénient. On ramasse enfin soigneusement le précipité de carbonate de baryte, qui reste sur le filtre, et on le pèse. Or, comme on sait que 100 parties de carbonate de baryte se composent de 22,41 (en poids) d'acide carbonique et de 77,59 de baryte, il est facile de trouver la quantité en poids de l'acide carbonique qui existe dans le carbonate de baryte qu'on a obtenu, en opérant sur 100 litres d'air. On peut ensuite réduire le poids en volume. — *Appareil de Brunner.* Cet appareil, aussi simple qu'ingénieux, sert à doser en une seule fois, l'oxygène, l'azote, l'eau et

l'acide carbonique; en un mot, il donne une analyse complète de l'air.



a représente un flacon rempli d'eau; *b* un vase dans lequel tombe l'eau à mesure qu'elle s'écoule du vase *a*; *c* un tube contenant du chlorure de calcium; *d* un tube contenant du phosphore; *e* un tube contenant de la potasse caustique (ce dernier tube pourrait avec plus d'avantage être remplacé par le petit appareil à boules de Liebig). Le tube *f* contient de l'amiante mouillé avec de l'acide sulfurique. Dès qu'on brise l'extrémité *g*, fermée à la lampe, l'opération commence aussitôt et marche toute seule. L'air entre par *g* et traverse successivement tous les tubes de l'appareil. Dans le tube *f* il dépose son eau, dans le tube *e*, son acide carbonique, et dans le tube *d*, son oxygène. La différence du poids de l'amiante, de la potasse et du phosphore, indique les quantités d'eau, d'acide carbonique et d'oxygène absorbés. Le chlorure de calcium du tube *c* absorbe l'humidité qui pouvait provenir du flacon *a* et altérer ainsi les résultats de l'analyse. Enfin le gaz, qui arrive dans le flacon *a*, est de l'azote pur. Celui-ci déplace exactement son volume d'eau qui tombe par le robinet *x* dans le vase *b*. Ainsi en une seule fois, et sans autre peine que celle de disposer l'appareil, on peut faire une bonne analyse de tous les éléments constitutifs de l'air.

Il est à remarquer que l'air est constitué par deux gaz (oxygène et azote) qui se distinguent l'un de l'autre par des propriétés tout à fait négatives. — L'oxygène étant sans cesse absorbé par les corps des trois règnes réunis, on se demande quelle est la source qui supplée à une perte aussi considérable que celle que l'oxygène de l'air éprouve à chaque instant dans la nature. La végétation ne suffit pas pour réparer ces pertes qui, cependant, ne font pas diminuer la proportion d'oxygène existant dans l'air. A 6000 mètres au-dessus de la surface de la terre, comme sur la surface de la terre elle-même, la proportion de l'oxygène dans l'air reste à peu près la même. MM. Gay-Lussac et Al. de Humboldt ont analysé de l'air pris dans une localité où se trouvait un très-grand nombre de personnes réunies (Théâtre-Français), et ils n'ont pas trouvé de diminution notable de l'oxygène.

L'acide carbonique joue un grand rôle dans la respiration des plantes. En effet, celles-ci, après l'avoir absorbé, le décomposent en carbone qu'elles retiennent et en oxygène qu'elles dé-

gagent. Ce phénomène n'a lieu que sous l'influence de la lumière — L'analyse n'a point jusqu'ici constaté d'hydrogène libre dans l'air. — Les gaz qui peuvent se mêler accidentellement à l'air sont : l'ammoniaque, l'hydrogène sulfuré, l'hydrogène proto-carboné, l'hydrogène bicarboné et l'hydrogène phosphoré. Ces gaz sont, en général, produits par la décomposition de substances organiques.

L'air est-il un mélange ou une combinaison ? Quelques chimistes sont d'opinion que l'air est une combinaison, en se fondant particulièrement sur les rapports de l'oxygène et de l'azote, qu'ils regardent comme simples (1 à 4). Mais voici les principales raisons qui autorisent à croire que l'air est un mélange et non une combinaison : 1° L'analyse démontre rigoureusement 79 d'azote et 21 à 22 d'oxygène, donc le rapport n'est pas simple ; 2° 79 vol. d'azote unis à 21 vol. d'oxygène n'amènent aucun changement de température, et ne donnent lieu à aucune condensation de volume ; 3° les phénomènes de réfraction de la lumière se comportent comme si l'air était un mélange (Dulong) ; 4° l'oxygène de l'air se dissout dans l'eau comme si l'azote n'existait pas ; et l'azote, à son tour, s'y dissout comme s'il existait tout seul dans l'air. Or, l'oxygène, étant plus soluble dans l'eau que l'azote, doit s'y dissoudre en plus grande quantité que l'azote. C'est ce qui a lieu en effet. Cette dernière raison est, pour ainsi dire, péremptoire et rejette toute idée de combinaison.

AIR. (*Physique.*) Voyez ATMOSPHÈRE.

ALAMBIC (de *ألمبيق*, vase distillatoire, et *al*, article arabe). Appareil distillatoire. C'était d'abord un instrument fort simple, nommé *retorte* ; ce n'était qu'une bouteille dont le col était incliné de côté. Puis, on l'a fait de deux pièces : le corps de la bouteille, nommé *cucurbite* , par sa ressemblance avec une citrouille, et le chapiteau qui s'y adaptait. Pendant quatre siècles, la forme de l'alambic a peu varié. Ce n'est qu'au commencement de notre siècle que l'alambic des anciens a changé tout à la fois de nom et de forme.

ALBUMINE. Cette matière se rencontre dans les animaux et dans les végétaux. Dans les animaux, elle constitue une des parties essentielles du sang. Le blanc d'œuf est de l'albumine presque pure. L'albumine éprouve, par la chaleur, des changements remarquables. Vers 70°, elle se prend en une masse blanche et élastique qui jaunit par la dessiccation, et devient cassante et diaphane comme de la corne. Mise en contact avec l'eau, elle reprend sa consistance molle, élastique et opaque. L'albumine coagulée est insoluble dans l'eau froide ; elle se dissout partiellement dans l'eau chaude par une ébullition prolongée. L'albumine du sérum et du blanc d'œuf donne quelques réactions intéressantes en présence d'autres corps. Elle absorbe une quantité considérable d'acide carbonique. La dissolution de l'albumine est précipitée par les acides mi-

néraux et beaucoup d'acides organiques. Elle n'est pas précipitée par les dissolutions alcalines étendues. Le bichlorure de mercure détermine la formation d'un précipité blanc dans un liquide qui n'en renferme que 1/2000. C'est pourquoi l'albumine a été préconisée comme antidote dans les empoisonnements par les sels mercuriels. — Quant à l'*albumine végétale*, elle n'a été examinée qu'à l'état coagulé. On la rencontre surtout dans les graines oléagineuses, où elle se trouve dissoute à la faveur de la potasse ou de la soude. Elle se coagule, comme l'albumine animale, vers 70°. Le suc filtré des haricots, des fèves, etc., donne par l'ébullition, des flocons blancs qui, traités par l'alcool ou l'éther, donnent de l'albumine végétale pure. MM. Dumas et Cahours ont trouvé l'albumine végétale composée, en centièmes, de

Carbone	53, 74
Hydrogène	7, 10
Azote	13, 66
Oxygène et soufre	25, 30

Quant à l'albumine animale, ces mêmes chimistes l'ont trouvée composée de :

Carbone	51, 60
Hydrogène	7, 22
Azote	13, 02
Oxygène	26, 16
Soufre	
Phosphore	

ALCALIGÈNE, synonyme de *nitrogène*. Ce nom fut donné à l'azote par Fourcroy, depuis que Berthollet avait démontré que ce gaz constitue, combiné avec l'hydrogène, l'alcali volatil (ammoniaque).

ALCALIMÉTRIE. La potasse et la soude constituent, à cause de leurs nombreux usages, une branche importante du commerce. Mais ces substances, telles que le commerce les fournit, ne sont jamais pures ; elles contiennent des quantités notables de chlorure de potassium, de chlorure de sodium, de sulfate de soude et de potasse, sels que l'on considère comme des matières étrangères. Les pays qui avoisinent les côtes de la mer, font un grand commerce de soude (soude d'Alicante, de Normandie, d'Aignes-Mortes, etc.), tandis que les pays de l'intérieur des continents, couverts de forêts, font un commerce étendu de potasse (potasse des Vosges, d'Allemagne, de Russie, etc.). Le consommateur a grand intérêt à connaître la quantité de potasse ou de soude réelle (carbonate de potasse ou de soude) contenue dans la potasse ou dans la soude brute du commerce. L'opération qui a pour but d'évaluer cette quantité, s'appelle *Alcalimétrie* ; et la quantité de potasse, évaluée par cette opération, s'appelle le *titre* de la potasse.

Essai alcalimétrique de la potasse. On sait qu'un équivalent de potasse saturé exactement un équivalent d'acide sulfurique pour former un sulfate neutre de potasse ; c'est-à-dire que 5,3913 de potasse neutralisent exactement 6,011 d'acide sulfurique réel, ou 6,361 d'acide

pur et concentré ordinaire (SO_3, HO); en d'autres termes, 3 grammes d'acide sulfurique pur et concentré neutralisent exactement 4 gr., 807 de potasse. Donc, lorsqu'on ajoute à 4 gr., 807 de potasse un peu plus de 3 grammes d'acide sulfurique, la liqueur sera acide et changera la couleur bleue de la teinture de tournesol en couleur *pelure d'oignon*. En restant au-dessous de cette quantité, la liqueur sera alcaline, et, loin de rougir la teinture de tournesol, elle ramènera au bleu la teinture de tournesol, rougie par un acide. On met dans un tube gradué 3 grammes d'acide sulfurique pur et concentré, ayant une densité égale à 1,8427 à 15°, et pour composition SO_3, HO . On ajoute assez d'eau pour que l'acide étendu occupe 100 divisions. C'est là ce qu'on appelle *acide sulfurique normal*. — On dissout dans de l'eau distillée 4 gr. 807 de la potasse du commerce dont on cherche à évaluer le titre. Il est inutile de partager cette dissolution en 100 parties égales, comme celle de l'acide sulfurique, puisque le total de l'acide sulfurique normal neutralise exactement 4 gr. 807 de potasse réelle, et que la moitié sature la moitié de 4 gr. 807; le tiers, le tiers de 4 gr. 807, etc. Or, comme la potasse du commerce n'est jamais de la potasse réelle, il est évident que 4 gr. 807 de potasse du commerce ne satureront jamais la totalité de l'acide sulfurique normal, mais seulement le tiers, le quart, le cinquième, le sixième etc., suivant la quantité de potasse réelle. Pour apprécier le point de saturation, on mêle la dissolution de potasse avec de la teinture de tournesol. A mesure qu'on ajoute de l'acide sulfurique, la potasse dégage de l'acide carbonique qui colore en rouge vineux la teinture bleue de tournesol. Tant que cette coloration persiste, on continue d'ajouter de l'acide sulfurique, par petites quantités à la fois. On s'assure en outre que c'est l'acide carbonique qui rougit le tournesol, en y trempant un morceau de papier bleu de tournesol, et en l'exposant un peu à la chaleur; l'acide carbonique s'en va, et le papier redevient bleu. Enfin, il arrive un moment où l'acide sulfurique a chassé tout l'acide carbonique du carbonate de potasse. Si alors on continue d'ajouter de l'acide sulfurique, celui-ci réagit sur la teinture de tournesol, qu'il colore en *pelure d'oignon*. Il existe, il est vrai, un bisulfate de potasse; mais heureusement il est acide. Or, quant à la quantité d'acide sulfurique ajoutée en dernier lieu, de deux choses l'une; ou la totalité a réagi sur le tournesol, et alors la liqueur était déjà neutralisée avant d'y ajouter la dernière partie d'acide sulfurique, ou une partie seulement a réagi sur le tournesol, tandis qu'une autre partie a servi à neutraliser la potasse qui n'était pas encore complètement neutralisée. En ajoutant donc à la liqueur une quantité déterminée de potasse, prise dans une dissolution de potasse normale, faite à peu près avec les mêmes précautions que celle de l'acide sulfu-

rique normal, on peut, après quelques tâtonnements, arriver à des résultats exacts; enfin, après avoir trouvé de cette manière qu'il a fallu, par exemple, 13 divisions d'acide sulfurique pour neutraliser une dissolution de 4 gr. 807 de potasse de commerce, on dit que la potasse est au titre de 13, ce qui signifie qu'en achetant 100 kilog. de cette potasse, on n'achète réellement que 13 kilog. environ de potasse pure. Pour évaluer le titre de la soude, on procède absolument de la même manière que pour la potasse. Il faut seulement se rappeler que la capacité de saturation de la soude est plus grande que celle de la potasse, et qu'il ne faut que 3 gr. 183 de soude pour saturer 3 grammes d'acide sulfurique.

ALCALIS. (Du chaldéen *kalah*, brûler.) Dénomination générale qui s'applique tout à la fois à la potasse, à la soude et à l'ammoniaque. Les deux premières substances s'appellent *alcalis fixes*, par rapport à l'ammoniaque, qui est aussi connue sous le nom d'*alcali volatil*. La potasse avait été pendant fort longtemps confondue avec la soude. Ce fut Marggraf qui le premier distingua, en 1756, la potasse de la soude. Il appela la première *alcali fixe végétal*, parce qu'on la retire de la lixiviation des cendres de végétaux; tandis qu'il désigna la soude par le nom d'*alcali fixe minéral*, parce qu'elle existait dans le sel gemme, qui se rencontre, comme les minéraux, au sein de la terre. Le nom d'*Alcalis aérés* équivalait, dans la langue des chimistes du dernier siècle, à celui d'*alcalis carbonatés*.

ALCARAZAS. Vases d'argile dont on se sert en Espagne pour rafraîchir l'eau. La pâte de ces vases est très-poreuse. C'est ce qui explique la transsudation de l'eau qui, en s'évaporant, enlève assez de chaleur pour que l'eau contenue dans l'intérieur du vase se refroidisse de plusieurs degrés. D'après l'analyse qui en a été faite, les alcarazas se composent de cinq parties de terre calcaire et de huit parties de terre argileuse. Dans les pays où l'argile est trop compacte, on la mélange, pour la rendre plus poreuse, avec du sel marin, dans la proportion d'une livre de sel pour vingt livres de terre. Ce sel, en se dissolvant dans la première eau que l'on verse dans le vase, laisse dans les parois de celui-ci des interstices par où l'eau transsude d'autant plus aisément, que les fabricants ont soin de ne donner à ces vases qu'une demi-cuisson de 10 à 12 heures. Ces vases, dont les Arabes et les Égyptiens font un fréquent usage, sont depuis quelque temps fabriqués à Paris; on leur a donné le nom d'*hydrocérames*.

ALCARGÈNE. Ce corps a été découvert par Bunsen, en 1812. Il se produit par l'oxydation lente de l'alcarsine (Voyez ce mot). Il cristallise en prismes quadrangulaires obliques. Les cristaux, sans odeur, très-peu sapides, sont déliquescents à l'air humide, solubles dans l'eau et dans l'alcool, insolubles dans l'éther. L'alcargène est d'une faible réaction acide;

Il dissout les oxydes de cuivre et de fer à l'aide de la chaleur, et donne, avec les alcalis, des combinaisons d'un aspect gommeux. Il fond à 200°; à 250°, il brunit, répand l'odeur de l'alcarsine et dépose de l'arsenic et de l'acide arsénieux. Les corps désoxydants, comme le protochlorure d'étain et l'acide phosphoreux, le changent en alcarsine. La composition de l'alcargène est représentée par la formule : $C_4 H_7 As_2 O_4$.

ALCARSINE. (*Liqueur de Cadet.*) Ce corps s'obtient par la distillation sèche de l'acétate de potasse avec son poids d'acide arsénieux. Il possède une odeur insupportable et la propriété de prendre feu spontanément. C'est un liquide très-fluide et incolore; il bout à 130° et se solidifie à - 25° en paillettes blanches. Peu soluble dans l'eau, il se dissout en toutes proportions dans l'eau et dans l'alcool. Abandonné à lui-même dans l'eau, dans un vase ouvert, il se transforme complètement en *alcargène*. Berzelius assigne à l'alcarsine la formule : $C_4 H^6 As^2 O$.

ALCHIMIE. L'alchimie est la chimie du moyen âge, de même que l'art sacré était la chimie des philosophes de l'école d'Alexandrie. — S'il est vrai que toute science revêt successivement la forme de chacune des périodes qu'elle traverse, rien ne pourra mieux nous dépendre l'esprit du moyen âge que l'alchimie. Parmi toutes les sciences dont le but est d'expliquer les phénomènes de la nature, il n'y en a aucune qui soit plus riche en faits propres à exciter l'imagination que la chimie. Les plus simples expériences sont des merveilles. Lorsque vous mêlez ensemble du mercure et du soufre en poudre, vous voyez les couleurs de ces deux corps disparaître, et donner naissance à un produit nouveau aussi noir que les plumes du corbeau, et ce même produit se change, par la sublimation, en une substance d'un rouge magnifique (cinabre). Combien n'y a-t-il pas de substances qui, dans certaines conditions, présentent les nuances chatoyantes des plumes du paon et de la peau écailleuse du caméléon? Il serait inutile de multiplier les exemples.

Or, que devaient se dire, en présence de ces étranges phénomènes, les chimistes du moyen âge, ces hommes qui vivaient au milieu d'une société où tout le monde croyait à l'influence d'êtres invisibles et fantastiques, au pouvoir occulte des démons, des anges bons ou mauvais? Sommés de s'expliquer, ils ne pouvaient faire autrement que d'emprunter au spiritualisme mystique toutes ces doctrines qui semblent aujourd'hui si bizarres. Les théories de l'alchimie sont aussi inhérentes à l'esprit de l'époque qui les a vues naître, que la science d'aujourd'hui est inséparable de l'esprit dominant de l'époque actuelle.

Nous ne nous arrêterons pas ici sur les doctrines de la pierre philosophale, de l'élixir universel, de la transmutation des métaux, doctrines que les alchimistes ont empruntées aux disciples de l'art sacré (Voy. ART SACRÉ).

En parcourant l'histoire, depuis le neuvième siècle jusqu'au seizième, on est d'abord frappé de la stérilité de la science telle que nous la comprenons aujourd'hui. On dirait une époque de léthargie ou de malédiction. Cependant, en examinant les choses de plus près, on en découvre la raison. Non, l'esprit humain n'a jamais de repos; il ne peut pas en avoir; il observe, il s'instruit en tout lieu et en tout temps. Mais à l'époque dont nous parlons, les chimistes avaient de fort bonnes raisons pour ne pas produire en public le résultat de leurs expériences: il leur en coûtait la liberté, souvent la vie. Aujourd'hui, tout au rebours de l'ancien temps, une découverte vaut des honneurs et des récompenses. S'il y a donc quelque chose qui doive nous étonner, ce n'est pas le peu de progrès de la science au moyen âge, c'est que la science ne fasse pas plus de progrès au temps où nous vivons.

Ce qui caractérise au plus haut degré l'alchimiste c'est la patience. Il ne se laissait jamais rebuter par des insuccès. L'opérateur qu'une mort prématurée enlevait à ses travaux, laissait souvent une expérience commencée en héritage à son fils; et il n'est pas rare de voir celui-ci léguer, dans son testament, les secrets de l'expérience inachevée dont il avait hérité de son père. Les expériences d'alchimie étaient transmises de père en fils comme des biens inaliénables. Qu'on se garde bien de rire: il y a dans cette patience qui approche de l'obstination, quelque chose de profondément vrai.

Le temps, c'est là un des grands secrets de la nature, et c'est ce que les alchimistes n'ignoiraient pas. Le temps c'est tout pour nous, ce n'est rien pour la nature. Bien des produits que le chimiste est incapable de faire dans son laboratoire, sont engendrés avec profusion par la nature, à la faveur de ses agents ordinaires, dont l'action se prolonge pendant des siècles qui ne se comptent pas. Si les alchimistes étaient, dans leurs expérimentations, partis de meilleurs principes, ils seraient incontestablement arrivés à des résultats prodigieux, auxquels n'arriveront probablement jamais les chimistes d'aujourd'hui, trop pressés de jouir du présent. Il ne répugne nullement de croire qu'à cette même époque, qui nous paraît si stérile, on connaissait nombre de faits qui sont aujourd'hui considérés comme des découvertes modernes. Ainsi, il me paraît impossible que les alchimistes n'aient pas eu connaissance de l'hydrogène ou du gaz d'éclairage, eux qui manipulaient sans cesse des métaux en contact avec les acides, avec des matières organiques, etc. Mais celui qui aurait eu le courage de montrer devant témoins un corps invisible, tout à fait semblable à l'air, et ayant la propriété de s'enflammer avec bruit à l'approche d'une allumette, le malheureux expérimentateur aurait été infailliblement pendu ou brûlé. Si les physiciens et les chimistes de nos jours eussent vécu au treizième ou au quatorzième siècle, ils au-

raient tout bonnement gardé leur science pour eux, ou ils se seraient, comme les alchimistes, exprimés symboliquement et par allégorie. Chaque des expériences qu'aujourd'hui un professeur de chimie fait dans son cours aurait fourni amplement matière à un procès en sorcellerie. Vous auriez eu beau vous débattre et démontrer que tout se passe naturellement, personne n'aurait ajouté foi à vos paroles; vous n'en auriez été que plus magicien, et condamné comme tel : témoin Roger Bacon, qui, malgré son éloquente profession de foi sur la nullité de la magie, fut condamné à passer une partie de sa vie en prison.

Le moyen âge était, nous le répétons, le règne des idées traditionnelles poussées jusqu'à l'excès. L'expérience devait se taire devant l'autorité spirituelle. La première conséquence de ce principe, si funeste pour la science, était l'interdiction de l'examen des causes matérielles; il était permis aux philosophes scolastiques de discuter sur le nominalisme et le réalisme, sur les universaux et les catégories d'Aristote; mais l'usage de la raison, et son application saine et impartiale à l'observation de la nature, étaient réservés à d'autres temps. Le phénomène physique le plus simple était supposé produit par une cause invisible et fantastique, par un agent mystérieux et surnaturel. Les sciences physiques étaient appelées occultes, et la chimie, *art hermétique*, *science noire*, *alchimie*.

Dans cet état de choses, toute connaissance devait nécessairement rester stationnaire, sinon rétrograder. Le but de la science était manqué, ce but qui consiste à expliquer dans leur ordre naturel les effets et les causes, ou plutôt les effets d'autres effets plus éloignés; car il n'y a qu'une cause unique, absolue et nécessaire, qui restera toujours en dehors du domaine de l'observation. Mais toute science devient impossible, dès que l'homme veut, d'un seul coup, franchir toute cette série infinie d'anneaux intermédiaires de la chaîne mystérieuse qui rattache tout ce qui est à une cause suprême. C'est là ce qu'on faisait au moyen âge.

Jamais il n'y a eu et il n'y aura d'équilibre entre l'esprit et la matière, comme si c'était de leur essence d'être dans un état d'antagonisme permanent. Mais l'homme se compose d'esprit et de matière; il a donc besoin tout à la fois des intérêts spirituels et des intérêts matériels, et non pas seulement des uns à l'exclusion des autres.

Au moyen âge, l'esprit dominait trop exclusivement la matière. Il devait en résulter de graves conflits, et un grand préjudice pour la science. Aujourd'hui, tout au contraire, il est à craindre que la balance ne penche trop du côté opposé. Les erreurs qui en résulteraient n'en seraient pas moins funestes. Et pourtant l'équilibre stable est impossible, car il suppose l'immobilité de l'intelligence, le repos du monde.

L'alchimie est la continuation de l'ART SACRÉ. (Voyez ce mot.) L'alchimie a été traitée avec plus de détails dans mon *Histoire de la chimie* (tome I, p. 301, 304, 361, 431; tome II, p. 118, 125, 206, etc.).

ALCOOL (*Esprit-de-vin*, *Eau-de-vie*, *Hydrate d'oxyde d'éthyle*). La préparation de ce corps si important était déjà connue des Arabes. Toutes les substances amylacées ou contenant du sucre prurent, après avoir subi la fermentation, fournir de l'alcool par la distillation. Ainsi obtenu, l'alcool est toujours mêlé d'une quantité variable d'eau. *L'eau-de-vie* est un liquide contenant 50 à 52 pour cent d'alcool, ce qui correspond à la densité de 0,9 à 0,93. *L'alcool rectifié* contient de 66 à 70 p. 100 d'alcool; sa densité est de 0,88 à 0,85. *L'alcool absolu* renferme 90 p. 100 d'alcool; sa densité est de 0,836 à 0,811, à la température de 13°,33 centigrades. L'alcool chimiquement pur se prépare en saturant l'alcool absolu par du chlorure de calcium fondu, et en distillant le mélange au bain-marie. Au chlorure de calcium on peut substituer la potasse, la chaux vive, etc., qui enlèvent également l'eau à l'alcool. L'alcool chimiquement pur est un liquide incolore, très-fluide, d'une densité de 0,7917 à 15°, et bouillant à 72°,11. Son pouvoir réfringent est considérable. Son odeur est agréable et enivrante. Il n'a encore pu être solidifié par aucun froid artificiel. Il est très-inflammable, et brûle en se décomposant en eau et en acide carbonique. L'alcool pur est très-avide d'eau; il l'enlève aux matières avec lesquelles il est mis en contact. C'est pourquoi il est d'un usage précieux pour la conservation des pièces anatomiques. Au moment où l'alcool pur se combine avec l'eau, il se produit de la chaleur, et le volume du mélange est moindre que le volume des deux liquides réunis; le point d'ébullition s'élève par l'addition de l'eau. L'alcool provenant de la fermentation des pommes de terre ou des céréales renferme toujours une huile particulière (*fusel*), d'une odeur et d'une saveur désagréables. Cette huile est constatée au moyen de l'acide sulfurique, qui colore l'alcool de pommes de terre en rouge. On enlève cette huile en distillant l'alcool sur de l'hydrate de potasse. L'alcool absorbe un grand nombre de gaz, tels que l'oxygène, l'acide carbonique, le protoxyde d'azote. C'est le dissolvant par excellence des alcalis végétaux, des huiles essentielles et de la plupart des résines. Il est altéré par l'action des acides, qui le transforment en éther. L'alcool est d'un fréquent usage en pharmacie. Il sert à la préparation des *teintures* (dissolutions alcooliques), des *alcoolats*, des eaux spiritueuses des extraits aromatiques, etc. La composition de l'alcool est représentée par la formule : C₂H₆O₂.

ALDÉHYDE (*Alcool déshydrogéné*; *Hydrate d'oxyde d'acétyle*). Ce corps se produit dans diverses circonstances. Il se forme lorsqu'on fait passer des vapeurs d'éther ou d'alcool à

travers un tube chauffé au rouge obscur, ou lorsqu'on traite par le chlorure d'alcool étendu. L'aldéhyde est un liquide incolore, d'une odeur éthérée particulière; il bout à 21°, 8. Sa densité est 0,790 à 18°. Il est miscible en toutes proportions à l'eau, à l'alcool et à l'éther. Il brûle avec une flamme blanche très-pâle. Il absorbe l'oxygène, et se convertit en acide acétique. Il dissout le phosphore, le soufre et l'iode. — L'aldéhyde se transforme à la longue en une substance solide appelée *métaldehyde*, de même composition que l'aldéhyde, et en une substance liquide, connue sous le nom d'*étaldehyde*. L'aldéhyde forme avec l'ammoniaque un beau produit cristallin, composé de 1 équivalent d'aldéhyde et de 1 équivalent d'ammoniaque. Ce produit a été appelé par Berzelius *sous-acétyle d'ammoniaque*. Formule de l'aldéhyde : $C^4 H^3 O + HO$.

ALDÉHYDIQUE (Acide). Cet acide se produit lorsqu'on chauffe de l'oxyde d'argent dans de l'aldéhyde : il reste alors combiné avec l'argent. On l'en sépare par l'hydrogène sulfuré, qui enlève l'argent à l'état de sulfure. L'acide aldéhydique est un liquide franchement acide, d'une saveur piquante, et neutralisant parfaitement les alcalis et les oxydes métalliques. Il est aussi désigné par les noms d'*acide aceteux* et d'*acide lampique*. Sa formule est : $C^4 H^3 O^2 + HO$.

ALEM BROTH (Sel d'). Les alchimistes donnaient ce nom au produit obtenu en sublimant le calomèlas avec le chlorure d'ammonium. On le nommait aussi *sel de sagesse*. Cette préparation n'est plus usitée aujourd'hui.

ALGAROTH (Poudre d'). En traitant le chlorure d'antimoine par l'eau, on obtient un précipité blanc, pulvérisé, d'oxychlorure d'antimoine. C'est ce précipité qui porte le nom de poudre d'Algaroth, d'après celui qui l'a découvert. Cette poudre était aussi connue sous le nom de *mercure de vie*. Elle a été autrefois employée comme émétique et purgatif.

ALIZARINE. Principe rouge de la garance. On l'obtient par le refroidissement de la décoction alunée de garance. On n'en connaît pas la composition.

ALLANTOÏNE. Ce corps, qu'on appelle aussi *acide allantique*, a été découvert par Vauquelin et Buniva dans la liqueur allantoïque des vaches. On l'obtient artificiellement en faisant bouillir 1 partie d'acide urique dans 2 parties d'eau, et en ajoutant à la liqueur de l'oxyde puce de plomb par doses fractionnées, jusqu'à ce que celui-ci cesse de changer de couleur. La liqueur, filtrée bouillante, laisse, après le refroidissement, déposer des cristaux prismatiques d'allantoïne (Wöhler et Liebig). On purifie ces cristaux par des cristallisations répétées. — L'allantoïne est sans saveur et d'une réaction neutre. Elle est plus soluble à chaud qu'à froid. Bouillie dans des solutions alcalines, elle se décompose en oxalate alcalin et en ammoniaque. Sa composition est représentée par la formule : $C^4 H^3 N^2 O^3$.

ALLIAGE. On donne le nom d'alliage aux combinaisons des métaux entre eux. Ce ne sont pas, à proprement parler, de véritables combinaisons; car les éléments n'y entrent pas en proportions définies. Souvent cette union se détruit par la fusion. Tous les métaux ne sont pas susceptibles de s'allier entre eux. M. Thénard a émis au sujet des alliages les considérations suivantes : 1° Tous les alliages formés de métaux cassants sont aussi cassants sans exception; 2° les alliages qui résultent de l'union des métaux ductiles avec des métaux cassants prennent, en général, la propriété du métal prédominant, et sont presque toujours cassants, lorsque les métaux sont unis en proportion égale; 3° parmi les alliages formés de métaux ductiles, il y en a presque autant de cassants que de ductiles, lorsque les métaux sont en proportion presque égale; mais ils sont presque toujours ductiles lorsqu'un des métaux domine beaucoup, excepté l'or, qui devient cassant avec 1900 de plomb et d'antimoine; 4° la densité des alliages est tantôt plus grande, tantôt plus petite que la densité moyenne des métaux constituants, de sorte qu'en s'unissant les métaux augmentent ou diminuent de volume. On prépare les alliages en fondant ensemble les métaux et en les agitant avant de les faire couler, pour éviter la séparation que la seule différence de poids spécifique pourrait produire. Nous traiterons des alliages en particulier, à propos des métaux les plus usités.

ALLONGE. Instrument de chimie en grès, en verre ou en porcelaine. C'est un tube renflé dans son milieu, avec une des extrémités plus ouverte que l'autre. Cette extrémité sert à faire communiquer un récipient, que l'on veut éloigner du feu, avec la cornue ou l'alambic qui est placé dans le fourneau.

ALLOXANE (Acide erythrique de Brugnatelli). C'est un produit de transformation de l'acide urique. On l'obtient en ajoutant, par doses fractionnées, 1 partie d'acide urique à 4 parties d'acide nitrique de 1,31 ou 1,3. La liqueur, soumise à l'action d'une chaleur modérée, laisse, par le refroidissement, déposer des cristaux blancs, grenus, d'alloxane. Ces cristaux sont très-efflorescents, et perdent à l'air 25 p. 100 d'eau. L'alloxane est très-soluble dans l'eau; elle a une odeur nauséabonde et une saveur salée; elle rougit les couleurs végétales et colore l'épiderme en pourpre. Par l'action des alcalis, elle se décompose en acide alloxanique; par l'oxyde puce de plomb, en urée et en carbonate de plomb, mêlé de quelques traces d'oxalate. Sa composition est représentée par la formule : $C^8 N^2 H^4 O^{10}$.

ALLOXANIQUE (Acide). Il provient de la transformation de l'alloxane par les alcalis caustiques. Il cristallise sous forme d'aiguilles. L'acide alloxanique renferme les éléments de 1/2 équivalent d'alloxane anhydre, moins 1 équivalent d'eau. Il forme avec la baryte et l'argent des sels bien cristallisables. *L'alloxanate de*

baryte a pour formule : $C^4 NH^{14}$, $BaO + 4 HO$. L'*alloxanate d'argent* est représenté par $C^4 NHO^3$, AgO .

ALLUMETTES CHIMIQUES. Un mélange de 100 parties de chlorate de potasse, de 12 parties de soufre et de 10 parties de charbon, s'enflamme au contact d'une baguette préalablement trempée dans de l'acide sulfurique. C'est sur la propriété oxygénante du chlorate de potasse qu'est fondée la théorie de la préparation des allumettes dites *chimiques*. Pour préparer ces allumettes, on trempe des allumettes souffrées dans une espèce de pâte faite avec 60 parties de chlorate de potasse, 11 parties de soufre, et 14 parties de gomme, et une quantité d'eau suffisante pour faire une pâte convenable. Lorsqu'on plonge ces allumettes dans de l'acide sulfurique; il y a production de flamme. L'acide se porte sur la potasse, qui met en liberté l'acide chlorique; et celui-ci, cédant son oxygène au soufre, donne naissance à de l'acide sulfureux et à du chlore. Le simple frottement suffit pour produire de la flamme. Avec un mélange pâteux fait avec du chlorate de potasse, du sulfure d'antimoine, du phosphore, du peroxyde de manganèse et de la gomme en proportions convenables, on prépare les allumettes qui s'enflamment, non plus au contact de l'acide sulfurique, mais par le frottement. En substituant au chlorate de potasse le nitre, on obtient des allumettes qui, par le frottement, s'enflamment sans bruit.

ALOËTIQUE (Acide). Lorsqu'on traite une solution alcaline d'amer d'aloès par le chlorure de baryum, on obtient un précipité d'un rouge brun. Ce précipité renferme deux acides, auxquels Schunck a donné les noms d'*acide aloëtique* et d'*acide aloëtrinique*. Leur composition n'a pas encore été déterminée.

ALTHIONIQUE (Acide). En chauffant de l'alcool avec de l'acide sulfurique, on obtient du gaz oléfiant, qui se dégage et laisse un résidu acide. Ce résidu, saturé par de la chaux, donne un sel calcaire soluble. Ce sel, décomposé par l'acide sulfurique, fournit un acide nouveau que M. Regnault a proposé d'appeler *acide althionique*. Celui-ci offre les mêmes réactions que le bisulfate d'éther. Les althionates sont analogues aux sulfovinates.

ALUDEL. Sorte de vases que les alchimistes employaient souvent pour la sublimation de matières volatiles. Ces vases sont en forme de chapiteau ouvert par le haut. Dans la distillation du mercure, on mettait un certain nombre d'aludels les uns au-dessus des autres. L'usage de ces vases a été abandonné.

ALUMINE (Oxyde d'aluminium, Terre d'alun, Argile). Il faut distinguer l'alumine cristallisée, naturelle, de l'alumine préparée artificiellement. La première cristallise comme l'oxyde de fer, avec lequel elle est isomorphe. Elle est très-compacte, presque aussi dure que le diamant, et ordinairement colorée; elle est connue, comme pierre précieuse, sous les noms de *rubis* et de *saphir*. Sa densité est

4,2, nombre qui rappelle la densité de la baryte. Le *corindon* est une variété d'alumine moins pure que le rubis et le saphir. L'alumine préparée dans les laboratoires se présente sous forme de poudre blanche, insipide, inodore, douce au toucher, happant à la langue, et sans indice de cristallisation. Sa densité est 2,0; par conséquent, elle est beaucoup moins considérable que celle de l'alumine naturelle cristallisée. L'alumine est infusible au feu des fourneaux ordinaires; cependant, à la température blanche, elle se ramasse en morceaux assez compactes pour faire feu au briquet. A la flamme du chalumeau, elle fond en une masse vitreuse, transparente, presque aussi dure que le rubis, dont on imite la couleur avec l'oxyde de chrome.

L'alumine est complètement insoluble dans l'eau; cependant, elle forme avec l'eau des hydrates dont plusieurs existent naturellement, comme le *gypsite* et le *diaspore*. Lorsqu'on traite le chlorure d'aluminium par l'ammoniaque, et qu'on dissout dans la potasse le précipité d'alumine, il se dépose de la liqueur des cristaux d'hydrate d'alumine renfermant 3 équivalents ou 54,6 pour cent d'eau ($Al^2 O^3, 3 HO$); c'est le gypsite artificiel. Le *diaspore* est un monohydrate d'alumine ($Al^2, O^3 HO$). Les hydrates d'alumine font pâte avec l'eau; l'eau s'infiltre dans l'alumine comme par une sorte d'affinité capillaire. A mesure que l'alumine perd de l'eau par suite de la calcination, elle se racornit, comme tous les oxydes de la même famille. Cette propriété a été mise à profit dans la construction du pyromètre de Wedgwood. L'alumine obtenue, par voie de précipitation, à l'état gélatineux, renferme au moins la moitié de son poids d'eau, qu'elle ne perd jamais complètement par la calcination. — L'alumine obtenue par la voie sèche ne fait point pâte avec l'eau; elle reste seulement en suspension dans ce liquide. L'alumine calcinée ne se dissout point ou se dissout à peine dans les acides sulfurique, chlorhydrique et acétique, tandis que l'alumine gélatineuse (hydratée) se dissout facilement dans les acides, dans la potasse et dans la soude. L'alumine (cristallisée) est complètement insoluble dans les acides. L'alumine ne se combine pas avec l'acide carbonique; c'est pourquoi les carbonates alcalins précipitent les sels d'alumine à l'état d'alumine pure avec dégagement d'acide carbonique. — L'alumine joue le rôle d'acide à l'égard des bases puissantes, comme la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux, etc. Plusieurs de ces combinaisons (aluminates) existent naturellement. Exemples: la *gahnite*, composée d'alumine et d'oxyde de zinc ($Al^2 O^3 Zn O$); le *spinelle*, composé d'alumine et de magnésie ($Al^2 O^3, Mg O$). — L'alumine, calcinée avec l'oxyde de cobalt, donne une matière bleue. L'alumine se combine, à une température élevée, avec le carbonate de potasse et avec le carbonate de soude: il y a dégagement d'acide

carbonique. Les composés, qui ont pour formule $Al^2 O^3$, KO, et $Al^2 O^3$, NaO, sont solides, et présentent une cassure conchoïde; ils s'effleurissent à l'air. Ils sont solubles dans l'eau, et leur dissolution aqueuse se trouble à l'air. Ce sont des *aluminates* isomorphes avec les *ferrates*, qui existent naturellement dans le fer magnétique, dans la franklinite, dans la gahnite, dans le spinelle, etc. — Les oxydes de cérium, de glucyrium, d'yttrium, de zirconium, forment des composés analogues avec les carbonates alcalins fixes.

L'oxygène étant exprimé par 100, l'équivalent de l'aluminium est 170,90 (Al O); mais ce protoxyde n'existe pas. Comme l'alumine est isomorphe avec le peroxyde de fer ($Fe^2 O^3$), l'équivalent de l'alumine doit être $= Al^2 O^3$. — Les substances alumineuses sont très-répandues dans la nature. L'*argile*, la *terre glaise*, la *terre de pipe*, le *kaolin*, l'*alun*, sont de l'alumine impure, des combinaisons d'alumine avec de l'oxyde de fer, de la magnésie, de la potasse, de l'acide de silicique, de l'acide sulfurique, etc.

On obtient l'alumine en calcinant, à la température blanche, l'alun à base d'ammoniaque (sulfate double d'alumine et d'ammoniaque). L'acide et l'ammoniaque sont éliminés, et l'alumine reste pure, semblable à de la farine. On prépare l'alumine par la voie humide, en précipitant l'alun à base de potasse par l'ammoniaque. Le précipité est gélatineux, hydraté, et il n'est jamais exempt de sulfate d'ammoniaque. Il faut le laver pendant fort longtemps pour le débarrasser des dernières traces de sulfate d'ammoniaque.

L'alumine entre dans la composition de la faïence, de la porcelaine, des briques, de la poterie, etc. Le saphir, le rubis (alumine cristallisée) sont employés comme pierres d'ornement.

Caractères des sels d'alumine. L'alumine est une base faible, comme le peroxyde de fer. Aussi les sels d'alumine ont-ils une réaction acide (l'acide étant incomplètement neutralisé). Ils ont une saveur astringente et douceâtre. Les sels neutres se composent de 1 équiv. de base et de 3 équiv. d'acide.

1° La potasse ou la soude les précipite en blanc. Le précipité (alumine) est soluble dans un excès de potasse ou de soude. L'ammoniaque les précipite de même; mais un excès d'ammoniaque ne redissout pas le précipité. La glucyène présente les mêmes caractères.

2° Le carbonate d'ammoniaque y produit un précipité blanc d'alumine, insoluble dans un excès de précipitant; si c'est un sel de glucyène, le précipité est soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque.

3° Le sulfate de potasse ou d'ammoniaque donne, avec le sulfate d'alumine, de l'alun cristallisable en octaèdres. Le précipité ne se produit que lentement.

4° Le cyanoferrure de potassium ne précipite pas les sels d'alumine.

5° Les sels d'alumine sont tous colorés en bleu par la calcination avec l'oxyde de cobalt (la glucyène calcinée avec l'oxyde de cobalt ne donne pas de coloration). Dans les analyses, on précipite l'alumine par le carbonate d'ammoniaque. Le précipité est de l'alumine pure qu'un excès de précipitant sépare de la glucyène et de la magnésie, deux bases qui accompagnent souvent l'alumine. Il est bon d'aciduler préalablement la liqueur dans laquelle se forme le précipité.

Chlorure d'aluminium. Le chlorure d'aluminium, obtenu par voie humide (en traitant l'alumine par l'acide chlorhydrique), cristallise en petites lamelles très-minces, ayant une réaction acide. Sa saveur est astringente comme celle du sulfate d'alumine. Il est déliquescant, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Soumis à la chaleur, il se décompose en acide chlorhydrique qui se dégage, et en alumine qui se dépose. Le chlorure d'aluminium *anhydre*, obtenu par la *voie sèche* (en faisant arriver un courant de chlore sec sur de l'alumine chauffée avec de la poussière de charbon), est très-stable et n'éprouve pas d'altération au feu. Mis dans l'eau, il s'y dissout avec élévation de température, et se convertit en chlorure *hydraté*, qui, comme nous venons de le voir, se décompose par la chaleur. Calciné avec du potassium dans un creuset de platine, le chlorure d'aluminium *anhydre* se décompose avec une vive incandescence. Il reste, au fond du creuset, des taches grises d'aluminium qui prennent par le frottement un poli métallique. *Formule*: $Al^2 Cl^3$, analogue à celle de l'alumine ($Al^2 O^3$).

Sulfate d'alumine. Ce sel a une réaction fortement acide. Sa saveur est douceâtre et très-astringente. Il est susceptible de cristalliser en petites paillettes nacrées, renfermant 6 équiv. d'eau. Il est plus soluble à chaud qu'à froid. Il se décompose complètement à la chaleur rouge en alumine qui reste, et en gaz sulfureux, mêlé d'oxygène qui se dégage. *Composition* $Al^3 O^2 (SO^3)^3 + 6 H_2O = 1$ équiv. de sulfate neutre d'alumine cristallisé. Il existe dans la nature un sulfate d'alumine basique, connu sous le nom d'*aluminite*. Sa formule est $Al^2 O^3, SO^3 + 3 H_2O$. On obtient le sulfate d'alumine en traitant l'argile par l'acide sulfurique.

On a depuis longtemps employé le sulfate d'alumine pour la conservation des substances animales. Le sulfate d'alumine se convertit, par suite d'un contact prolongé avec les substances animales, en alun à base d'ammoniaque, beaucoup moins soluble que le sulfate d'alumine. Cette sorte de propagation chimique arrête probablement les progrès de la fermentation putride.

ALUMINIUM. L'aluminium se présente sous la forme d'une poudre grise, qui prend un aspect métallique par le frottement. Il brûle avec un très-vif éclat dans l'oxygène, et se transforme en alumine (oxyde d'aluminium). Il se décompose pas l'eau à froid; il ne la décompose

que partiellement à la température de l'ébullition. Il se dissout dans les alcalis caustiques, avec dégagement d'hydrogène. *Préparation.* On obtient l'aluminium, en réduisant le chlorure d'aluminium dans un creuset chauffé au rouge, au moyen du potassium. L'opération a lieu avec une vive incandescence (H. Rose). L'aluminium n'offre qu'un seul degré d'oxydation. Formule : $Al = 170,90$.

ALUM. Nom générique qui comprend de nombreuses espèces; les espèces d'alun les plus connues sont *l'alun à base de potasse*, *l'alun à base de soude*, *l'alun à base d'ammoniaque*, *l'alun à oxyde de fer*, *l'alun à oxyde de chrome*. Dans les deux dernières espèces, qui composent un groupe particulier, l'alumine ($Al^2 O^3$) est remplacée par l'oxyde de fer ($Fe^2 O^3$) ou par l'oxyde de chrome ($Cr^2 O^3$), l'un et l'autre étant isomorphes avec l'alumine. Toutes ces bases ont la même forme cristalline (octaèdre) et sensiblement les mêmes propriétés. *L'alun à base de potasse* est le plus anciennement connu. Il cristallise en beaux octaèdres contenant 24 équiv. d'eau. Sa saveur est astringente et douceâtre. Il est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid. 100 p. d'eau dissolvent 5 p. d'alun à 10°. Exposé à la chaleur, il se boursoufle et perd son eau de cristallisation. Ainsi calciné, il exige beaucoup plus d'eau pour se dissoudre. L'alun calciné se décompose partiellement dans l'eau en alumine qui se précipite, et en sulfate de potasse qui reste en dissolution. Chauffé avec des charbons, l'alun se transforme en tétrasulfure de potassium [*Pyrophore de Homberg*], en alumine, et en acide carbonique mêlé d'oxyde de carbone, qui se dégage. Formule de l'alun à base de potasse cristallisé : $KO, SO^2 + Al^2 O^3 (SO^3)^3 + 24 HO$.

Dans la constitution de ce sel, KO, SO^2 peut être considéré comme jouant le rôle de base à l'égard de $Al^2 O^3 (SO^3)^3$ jouant le rôle d'acide. L'alun existe dans la nature, sous le nom d'*alunite*, près de Tolfa, à Civita-Vecchia, aux environs des volcans, etc. On prépare l'alun en calcinant l'alunite, et en traitant le résidu de la calcination par l'eau bouillante; l'excédant d'alumine se précipite, et les eaux mères qui surnagent laissent, par le refroidissement, déposer l'alun sous forme de cristaux cubiques. C'est ainsi qu'on obtient *l'alun de Rome*. En Allemagne, on fabrique l'alun avec le *schiste alumineux* : à cet effet, on calcine le minerai, puis on le laisse s'effleurir à l'air; enfin on le traite par l'eau. Le sulfure de fer, contenu dans le schiste alumineux, se convertit en sulfate de fer et en acide sulfurique libre, qui dissout l'alumine du minerai. On obtient ainsi une liqueur contenant du sulfate d'alumine et du sulfate de fer. Après avoir convenablement concentré cette liqueur, on la traite par le sulfate de potasse pour obtenir l'alun à base de potasse, qui se dissout. Il est impossible de débarrasser cet alun des dernières traces d'oxyde de fer qu'il renferme. *L'alun à base d'ammoniaque* cristallise comme le précédent.

Il est complètement décomposé à une température élevée, et donne, pour résidu, de l'alumine pure. Sa formule est $NH^4 O, SO^3 + Al^2 O^3 (SO^3)^3 + 24 HO$. — *L'alun à base de soude* cristallise comme les deux espèces précédentes. Il se dissout dans 5 p. d'eau. La soude, la potasse et l'ammoniaque peuvent se remplacer, sans changer la forme cristalline de l'alun. L'alun (exempt d'oxyde de fer) est employé dans la teinture comme mordant. On s'en sert en médecine comme astringent.

AMALGAMATION. Acosta nous apprend que, pendant le gouvernement de don Francisco de Tolède, il arriva au Pérou un homme qui avait été longtemps au Mexique, et qui avait remarqué qu'on y extrayait l'argent au moyen du mercure. C'était Fernandès de Vélasco. Il s'offrit à traiter par le même procédé les mines de Potosí. Ceci eut lieu vers 1571. Voici la description de ce procédé, qui n'a pas été notablement changé depuis cette époque. On réduit le minerai en poudre impalpable, et on le broie dans l'eau, de manière à le convertir en une espèce de boue très-liquide; l'eau, en s'évaporant, laisse une pâte que l'on prend, lorsqu'elle a la consistance convenable, pour en faire ce qu'on appelle des *tourtes*. Les tourtes, de 1200 quintaux environ, sont étendues dans une cour dallée et en pente, pour laisser écouler les eaux pluviales. Les ingrédients qu'on introduit dans ces tourtes sont le sel marin, la chaux, et une préparation de pyrite cuivreuse, transformée par le grillage en sulfate de fer et de cuivre, et qu'on nomme *magistral*. Ce magistral était le grand secret de l'exploitation. On mêle d'abord à la masse une certaine quantité de sel marin (de 1 à 5 p. pour 100 de minerai). La trituration est une condition indispensable au succès du travail, et se répète souvent. Cette masse est piétinée par des chevaux. Après plusieurs jours, le magistral s'ajoute au mélange (1 p. pour 100 de minerai); puis on y met du mercure en quantité sextuple de l'argent à extraire. Cette introduction du mercure se fait en trois fois par portions égales, et dans l'espace d'un mois. La durée d'une amalgamation est d'environ trois mois, et exige une température d'au moins 20° pour que la marche de l'opération ne soit pas retardée. Dans cet intervalle, on fait de temps en temps des essais sur de petites quantités, pour s'assurer de l'état du travail. Lorsque l'on juge l'opération amenée à son point, on ajoute deux nouvelles portions de mercure, ce qui le porte à 4 pour 1 partie d'argent à extraire. Après un dernier mélange, on jette la masse dans l'eau pour séparer les parties terreuses; l'amalgame va au fond; on le recueille et on le presse dans des sacs de coutil; le mercure s'écoule, et l'amalgame solide reste au fond des sacs. On le distille pour chasser le reste du mercure, et l'argent reste pur.

AMALGAME (de $\alpha\mu\chi$, ensemble, et $\gamma\acute{\alpha}\mu\omicron\varsigma$, alliance). On donne ce nom aux allages du

mercure avec d'autres métaux. Ces métaux sont particulièrement l'or, l'argent, le bismuth et l'étain. *Voyez* ces métaux, et MERCURE.

AMANITINE. Letellier a extrait ce principe vénéneux de certains agarics (*Agaricus muscarius*, *A. bulbosus*, etc.), en précipitant le suc filtré de ces champignons par l'acétate de plomb, en séparant le plomb par l'hydrogène sulfuré, et en évaporant le liquide filtré à siccité. Ce principe n'a pas été analysé.

AMBRÉINE. En traitant l'ambre gris par l'alcool bouillant, on obtient une liqueur qui, par le refroidissement, donne une matière blanche, nacrée, inodore, fusible à 50° : c'est l'ambrière. Elle se dissout dans l'éther et les huiles. Pelletier et Caventon l'ont trouvée composée de 85,57 de carbone, de 15,62 d'hydrogène et de 5,51 d'oxygène.

AMBRÉIQUE (Acide). Cet acide se prépare en traitant l'ambrière par l'acide nitrique. Il est sans saveur, d'une faible odeur, peu soluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool et l'éther. Il se présente sous forme de tablettes jaunâtres, fusibles à 100°. L'acide ambréique contient, suivant Pelletier, 51,95 de carbone, 7,10 d'hydrogène, 4,71 d'azote, 55,73 d'oxygène.

AMIDE. Corps hypothétique (HN³) qu'on a jusqu'à présent vainement essayé d'isoler. Quelques chimistes font intervenir ce corps hypothétique dans la formation de l'oxamide, du benzamide, du sulfamide, etc. (*Voyez* ces mots.) Mais d'autres chimistes expliquent la formation de ces substances, sans admettre l'existence d'un amide.

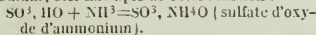
AMIDON (Fécule, Fécule amyliacée). Ce corps existe dans un grand nombre de fruits, de racines et même de tiges de plantes. Les pommes de terre, les châtaignes, le blé, etc., renferment des quantités considérables d'amidon. A l'état de pureté, l'amidon présente l'aspect d'une poudre blanche, presque cristalline, sans saveur, sans odeur, craquant sous les doigts, insoluble dans l'eau froide, dans l'alcool et dans l'éther. Il se dissout en apparence dans l'eau chaude, en formant un magma plus ou moins épais, connu sous le nom d'empois. Il se change en sucre par l'ébullition prolongée dans les acides étendus, et en acide malique et oxalique par l'acide nitrique bouillant, sans donner trace d'acide mucique. Enfin, on reconnaît l'amidon par la propriété de se colorer en bleu par le contact de l'iode. L'iode ne forme pas un *iodure d'amidon*, dans le sens propre de ce mot; il le colore seulement par le même mécanisme en vertu duquel il colore en jaune les autres tissus organiques, tels que le lin, le coton, etc. L'amidon se compose de globules d'une blancheur éclatante, lisses, réfléchissant la lumière, et qui croissent, comme toutes les cellules végétales, dans l'intérieur d'une autre cellule. Ces globules varient de dimension, suivant l'espèce de plante d'où l'amidon a été extrait; ils varient entre 1/500 et 1/8 de millimètre. Pour extraire l'amidon

en grand du blé, on fait macérer celui-ci dans l'eau jusqu'à ce qu'il soit bien gonflé et assez ramolli pour donner une masse laiteuse quand on l'écrase entre les doigts. Ensuite, on l'enferme dans des sacs placés sous l'eau, on le malaxe tant, que l'eau devient laiteuse; enfin on passe cette eau à travers un tamis très-fin, et on laisse déposer l'amidon. On enlève le gluten, qui surnage, et on purifie l'amidon en le délayant à plusieurs reprises dans l'eau froide. — Lorsqu'on expose de l'empois d'amidon à une température de 60° à 65°, avec 3 p. de moût d'orge, on obtient une matière gommeuse, soluble dans l'eau. C'est la *dextrine* (*voyez* ce mot). L'amidon est d'un grand usage dans les arts et dans l'économie domestique. La composition de l'amidon pur est représentée par la formule: C¹² H¹⁰ O¹⁰.

AMMÉLINE. Ce corps a été récemment découvert par M. Liebig. On l'obtient en décomposant le mélan par une dissolution de potasse caustique. En traitant ensuite la liqueur séparée de la mélamine par de l'acide acétique, on obtient l'amméline sous forme d'un précipité blanc gélatineux. L'amméline est d'un blanc éclatant, insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther; elle se dissout dans les alcalis caustiques. Soumise à la distillation sèche, elle donne un produit cristallin, de l'ammoniaque et un résidu de mélan pur. Elle donne avec les acides des sels cristallisables. Fondue avec la potasse, elle se change en ammoniaque et en acide cyanique. Sa formule est : C⁶ N⁵ H⁵ O².

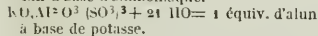
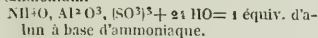
AMMONIAQUE (Alcali volatil, Oxide d'ammonium). L'ammoniaque était depuis fort longtemps connue des Arabes. Ce sont eux qui ont donné à ce corps le nom d'ammoniaque, probablement à cause de son odeur, à laquelle ils trouvaient de l'analogie avec l'odeur de la gomme qui porte le même nom. D'autres font dériver le nom d'ammoniaque d'une contrée de l'Afrique appelée *Ammonie*, où existait le temple de Jupiter Ammon. — L'ammoniaque est un corps gazeux, caractérisé par une odeur forte et pénétrante; respiré à l'état pur, ce gaz irrite vivement la muqueuse des fosses nasales et la conjonctive; il produit le larmolement et souvent l'éternement. La densité de l'ammoniaque, obtenue par l'expérience directe, est 0,330; elle s'accorde sensiblement avec la densité calculée, qui est 0,3312. Après l'hydrogène, l'ammoniaque est le gaz le plus léger. Le gaz ammoniac est éminemment soluble dans l'eau; celle-ci en dissout au moins jusqu'à 600 fois son volume. L'eau saturée d'ammoniaque augmente de volume; elle devient moins dense, et ne pèse plus que 0,9. Cette dissolution laisse dégager l'ammoniaque dans le vide et sous l'influence de la chaleur; l'eau n'offre plus alors de traces de réaction alcaline. — L'ammoniaque possède, comme toutes les bases, la propriété de se combiner avec les acides pour former des composés salins. Les *hydracides* (acides chlorhydrique, bromhydrique, sulfhydrique, etc.)

peuvent se combiner, à l'état *anhydre*, avec le gaz ammoniac desséché. Il en résulte des composés qui, la plupart, jouent le rôle de base. Mais, pour que les *oxacides* (acide sulfurique, phosphorique, etc.) puissent produire des sels ammoniacaux, la présence d'un équivalent d'eau est absolument nécessaire. Ce fait remarquable a donné lieu à la *théorie de l'ammonium*. Suivant cette théorie, l'ammoniaque (NH³) se convertit, au contact d'un oxacide *hydraté*, en une oxybase analogue à la potasse ou à la soude. Dans cette action, HO (1 équivalent d'eau) se porte sur NH³ (ammoniaque) pour former NH⁴O, c'est-à-dire de l'*oxyde d'ammonium*, dont le radical NH⁴ (ammonium) est analogue au potassium, au sodium, etc. Exemple de cette réaction :



D'après cette même théorie, on comprend pourquoi les *hydracides* n'ont pas besoin de l'intervention de l'eau pour se combiner avec l'ammoniaque. Il se produit un composé en *ure* analogue au composé correspondant de potassium ou de sodium.

ClH + NH³ = Cl, NH⁴ (chlorure d'ammonium). La théorie de l'ammonium gagne en probabilité, en considérant que l'ammoniaque humide peut, tout comme la potasse, former avec le soufre un composé qui contient jusqu'à 3 proportions de soufre (*quintisulfure d'ammonium*, analogue au *quintisulfure de potassium*); que l'ammoniaque (*ammonium*) produit, avec certains métaux (le mercure), des espèces d'alliages analogues à ceux du potassium; et qu'enfin l'un a base d'ammoniaque offre la même cristallisation et contient le même nombre d'équivalents d'eau (21 HO) que l'autre à base de potasse, un équivalent d'eau HO ayant été nécessaire (*eau de constitution*) pour convertir l'ammoniaque en oxyde d'ammonium.



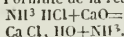
D'après la théorie ancienne, l'ammoniaque est une *hydrobase* qui se comporte différemment avec les hydracides et les oxacides; en un mot, c'est une base fort singulière et, pour ainsi dire, exceptionnelle. La théorie de l'ammonium a au moins l'avantage d'assimiler l'ammoniaque aux autres alcalis, et de n'en point faire une exception en quelque sorte bizarre. L'ammoniaque donne, avec le bi-iodure de mercure, des produits encore mal étudiés.

Le chlore enlève l'hydrogène à l'ammoniaque: il se produit du sel ammoniac et de l'azote pur. L'iode décompose également l'ammoniaque, en donnant naissance à une matière brune particulière (azotide d'iode fulminant). Le charbon végétal absorbe jusqu'à 90 fois son volume de gaz ammoniac (Théodore de Saussure). En faisant passer l'ammoniaque à travers un tube de porcelaine chauffé au rouge,

on ne remarque point de décomposition, si le tube de porcelaine est vernissé et bien poli; si l'on rend, au contraire, ce tube raboteux en y plaçant des fragments de n'importe quelle substance étrangère, il y a décomposition complète de l'ammoniaque: il se dégage des torrents d'azote et d'hydrogène, et quand on vient à examiner les fragments de fer, de cuivre, de platine, etc., placés dans le tube, on trouve qu'ils sont entièrement intacts, et qu'aucune combinaison n'a eu lieu; seulement ces métaux paraissent avoir subi une sorte de déplacement de leurs molécules; car le cuivre, par exemple, de malléable qu'il était, est devenu très-cassant; mais il reprend sous le marteau ses propriétés premières. Le fer paraît cependant absorber un peu d'azote; mais cette quantité est si petite, que les proportions des éléments de l'ammoniaque sont à peine altérées. A la fin de l'opération, qui est très-rapide, on trouve l'azote et l'hydrogène à l'état de simple mélange. C'est là ce que M. Gay-Lussac appelle *action de présence*, et M. Berzelius *phénomène catalytique*. Lorsqu'on fait fondre du potassium ou du sodium dans du gaz ammoniac sec, il se produit une substance olivâtre. Il se trouve, à la place du gaz ammoniac qui a disparu, un volume d'hydrogène égal à celui qu'aurait produit, par la décomposition de l'eau. La quantité de potassium ou de sodium employée. La substance olivâtre qu'on a obtenue donne, sous l'influence de la chaleur, de l'hydrogène et de l'azote dans les proportions pour former de l'ammoniaque: on a pour résidu une matière infusible, brune, qui teinte le verre. La substance olivâtre est probablement une combinaison de gaz ammoniac avec de l'azote de potassium ou de sodium. Humectée d'eau, elle se décompose en ammoniaque, et en potasse ou en soude. — Le gaz ammoniac se dégage, quelquefois en grande quantité, des fosses d'aisance, surtout pendant la saison chaude, et à l'approche d'un temps pluvieux et humide. Il se produit encore pendant la putréfaction d'une grande partie des matières organiques; mais alors il est presque toujours mêlé à d'autres gaz qui se dégagent en même temps, comme l'hydrogène carboné, l'hydrogène sulfuré, l'azote, l'acide carbonique. L'ammoniaque se produit encore dans des circonstances fort remarquables. M. Anstia a annoncé le premier que l'ammoniaque se forme pendant l'oxydation du fer au contact de l'eau et de l'air atmosphérique. Vauquelin, Dulong et M. Chevalier ont constaté, par des expériences incontestables, que l'ammoniaque se trouve dans la rouille de fer.

Depuis longtemps on prépare en Égypte l'ammoniaque, ou plutôt le sel-ammoniac, par la calcination de la fiente des chameaux, dans des vases convenablement disposés. On obtient aujourd'hui l'ammoniaque en grand, en soumettant les urines et d'autres matières animales putréfiées à la distillation avec la chaux. L'ammoniaque se dégage dans des cacons

remplis d'acide chlorhydrique ou d'acide sulfurique étendu. A la fin de l'opération, les flacons sont remplis de chlorure d'ammonium ou de sulfate d'ammoniaque, sels susceptibles de cristalliser dans la liqueur. Il est ensuite facile d'obtenir l'ammoniaque à l'état de gaz en traitant le sulfate ou le chlorure par la chaux ou par la potasse, qui se substitue à l'alcali volatil. Formule de la réaction :



On recueille le gaz ammoniac sur le mercure, car il se dissout dans l'eau. L'azote et l'hydrogène, éléments dont se compose l'ammoniaque, ne se combinent pas directement. Ces gaz ne se convertissent en ammoniaque que lorsqu'on foudroie un mélange de 3 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'azote, en présence d'une certaine quantité d'acide chlorhydrique ou d'acide sulfurique. L'hydrogène et l'azote se combinent surtout (pour produire l'ammoniaque) à l'état de *gaz naissant*, c'est-à-dire au moment où ils se dégagent des matières animales en putréfaction (matières hydrogénées et azotées).

Le gaz ammoniac se décompose sous l'influence d'une série d'étincelles électriques, et il double de volume. Ainsi, 100 volumes de gaz ammoniac donnent, à la fin de l'opération, 200 vol. de gaz. Or, en ajoutant à ces 200 vol. de gaz 75 vol. d'oxygène (dans l'eudiomètre), on a :

200 volumes d'un mélange de gaz obtenu par la décomposition de 100 vol. d'ammoniaque,

75 volumes (d'oxygène).

Total 275 volumes. Après l'étincelle, il reste 50 vol. Il y a donc eu absorption de 225 vol.; et comme ces 225 vol. ont disparu à l'état d'eau, l'oxygène y entre pour 75 vol. (le tiers), et l'hydrogène pour 150 (deux tiers). Le résidu de 50 vol. est de l'azote pur. Donc, 100 vol. (1 vol. de gaz ammoniac) se composent de 150 vol. (1 1/2 vol.) d'oxygène et de 50 vol. (1/2 vol.) d'azote. — De là la formule de l'ammoniaque : NH_3 ou $\text{AZ}^2 \text{H}^6$ (atomes) = 4 vol. = 1 équiv. de gaz ammoniac saturant 4 vol. ou 1 équiv. d'acide chlorhydrique. — On emploie l'ammoniaque comme caustique (pommade de Gondret); on s'en sert avec succès dans les cas de brûlure produite par l'eau bouillante. On la fait avaler aux bestiaux gonflés pour avoir mangé des herbes humides en trop grande quantité. (Le gaz qui distend si éminemment la panse de ces animaux est le gaz acide carbonique, qui disparaît en se combinant avec l'ammoniaque.)

L'ammoniaque est le seul gaz alcalin connu. Si la quantité d'ammoniaque est assez faible pour que sa présence ne soit pas constatée par l'odorat, on la découvre en approchant de la matière à analyser une tige de verre trempée dans de l'acide chlorhydrique concentré. A l'instant il se produit des vapeurs épaisses de chlorure d'ammonium, qui se déposent. Plus la

quantité d'ammoniaque est considérable, plus ces vapeurs sont épaisses. L'ammoniaque, exposée à l'air, diffère essentiellement des autres alcalis, en ce qu'elle ne se transforme que fort incomplètement en carbonate. L'ammoniaque liquide est précipitée, comme la potasse, en jaune orangé, par le perchlorure de platine. Elle donne, avec le sulfate d'alumine, de l'alun, et ce dernier précipité ne se forme ordinairement qu'à la longue (phénomène de propagation chimique). — L'acide tartrique concentré ne précipite la dissolution d'ammoniaque que lorsque celle-ci est très-concentrée. Quand la dissolution est étendue, il ne se forme pas de précipité. — L'acide hydro-fluosilicique donne, avec l'ammoniaque, un précipité abondant d'acide silicique. Si le précipitant est en excès, il ne se forme pas de précipité.

Les sels ammoniacaux sont presque tous entièrement volatilisables par la chaleur. Le phosphate et le borate donnent seuls un résidu vitreux d'acide borique ou d'acide phosphorique. Le fluorure d'ammonium se volatilise complètement quand on le chauffe dans un creuset de platine; il se décompose, au contraire, dans les vases de terre, en les corrodant. Triturés avec de la chaux ou avec tout autre alcali, les sels ammoniacaux dégagent l'odeur caractéristique de l'ammoniaque. Si la quantité est très-petite, on en constate la présence par une tige de verre trempée dans de l'acide chlorhydrique concentré. Plusieurs sels ammoniacaux, et particulièrement l'acétate, le chlorhydrate et le carbonate, possèdent la propriété remarquable de dissoudre et de faire cristalliser d'autres sels très-peu solubles dans l'eau, comme les sulfates de baryte, de chaux, de plomb. Il faut pour cela opérer à la température de 60° à 70° (*Voyez Wepfen, dans les Archiv. der Pharm., tom. IX; fasc. 3 mai 1859.*)

Chlorhydrate d'ammoniaque (chlorure d'ammonium, sel ammoniac.) — Ce sel résulte de la combinaison directe de l'acide avec la base. Mis en contact avec de l'acide sulfurique, il dégage l'acide chlorhydrique. Chauffé avec l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse, il dégage du chlore. Il précipite le nitrate d'argent; le précipité noircit à la lumière, et ne se dissout que dans l'ammoniaque. — Ce sel est employé dans les arts pour l'étainage et la soudure; on le vend dans le commerce sous forme de pains, moulés dans des vases sphériques. Il cristallise en prismes fibreux; on le casse avec difficulté, car il est un peu flexible. Il est susceptible de cristalliser dans l'eau sous forme de feuilles de fougère. Il a, comme tous les sels ammoniacaux, un saveur un peu fraîche et piquante. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est déliquescant à 96° de l'hygromètre. Ce sel se produit naturellement dans les fissures des houillères en combustion; le Vésuve en projette aussi une certaine quantité, sous forme de lave blanche. Formule : $\text{NH}_4 \text{ Cl}$.

Fluorhydrate d'ammoniaque (fluorure

d'ammonium). Il est très-soluble dans l'eau. Il attaque fortement le verre; c'est pourquoi on ne peut pas le conserver dans des vases de verre. On s'en sert pour graver sur verre. Formule. $\text{NH}_4 \text{Fl}$.

Sulfhydrate d'ammoniaque (sulfure d'ammonium). Il est analogue, par sa composition, au monosulfure de potassium. Il peut dissoudre une certaine quantité de soufre. C'est un liquide extrêmement fétide, qui jaunit en se décomposant. On prépare le *bisulfure*, le *trisulfure*, etc., d'ammonium, en calcinant le bisulfure, le trisulfure, etc., de potassium avec le sel ammoniac.

Nitrate d'ammoniaque. Il cristallise en beaux prismes très-allongés, striés dans le sens de sa longueur, à six pans terminés par des pyramides à six faces. Mis dans l'eau, il produit un abaissement de température qui peut aller jusqu'à -150° . Il est très-soluble dans l'eau. Chauffé à 200° , il se décompose en eau et en protoxyde d'azote. Projeté dans un creuset chauffé au rouge, il donne une flamme jaune (*nitrum flammans*, des anciens chimistes). Formule: $\text{NH}_4\text{O}, \text{NO}_5$.

Chlorate d'ammoniaque. Il est fulminant, et détone quand on le chauffe. Il est analogue au chlorate de potasse.

Sulfate d'ammoniaque. Soumis à la chaleur, il entre facilement en fusion: il se dégage de l'eau, de l'azote et du sulfite d'ammoniaque, qui se condense dans le tube. On prépare aujourd'hui ce sel en grand avec des matières animales putréfiées, qu'on chauffe avec de la chaux. Dans cette opération, il se dégage beaucoup d'ammoniaque, qui, en arrivant dans des solutions d'acide sulfurique, se transforme en sulfate.

Phosphate d'ammoniaque. Ce sel cristallise en prismes à base rhomboïdale. Sous l'influence de la chaleur, l'ammoniaque se dégage, et il reste l'acide phosphorique, qui se dépose sous forme d'un vernis compacte. On a proposé ce sel comme un moyen de rendre les tissus incombustibles. $\text{NH}_4 \text{O}, \text{PhO}_5$.

Carbonate d'ammoniaque. — Il exhale une forte odeur d'ammoniaque et réagit alcalinement. Il est indécomposable par la chaleur; car les deux éléments, l'acide et la base, se volatilisent sans réagir l'un sur l'autre. Ce qu'on appelle ordinairement carbonate n'est réellement qu'un *sous-carbonate*; et le bicarbonate est le *carbonate neutre*, dans lequel la réaction alcaline et l'odeur ammoniacale sont bien moins prononcées. Il existe aussi une *sesquicarbonat*. Le carbonate d'ammoniaque étant rarement neutre, il ne faut jamais s'en servir dans les analyses quantitatives des substances qui, comme la chaux, la magnésie, etc., sont solubles dans un excès d'acide carbonique. Les acides sulfuriques et les sulfureux *anhydres* produisent, avec le gaz ammoniac sec, des combinaisons particulières qui ne ressemblent nullement aux sels ammoniacaux.

Sulfate d'ammoniaque anhydre. C'est un

composé solide, à cassure vitreuse, semblable à la gomme arabique. Il peut être pendant plus d'un an conservé dans un bocal rempli de gaz ammoniac. Dissous dans l'eau, il se transforme en sulfate d'ammoniaque ordinaire. Traité par de la chaux ou par la potasse, il ne dégage point d'odeur ammoniacale, à moins qu'il ne soit préalablement humecté. On obtient ce composé en faisant arriver dans un vase, entouré d'un mélange réfrigérant, d'abord de l'acide sulfurique anhydre, puis du gaz ammoniac sec.

Sulfite d'ammoniaque anhydre. Il existe sous forme de cristaux stellaires, d'un jaune ocreux. Il blanchit à l'air humide, et se change, dans l'eau, en sulfite ordinaire, avec dépôt de soufre. Il est déliquescent. Il réagit comme un hyposulfite sur le nitrate d'argent. Il se forme d'abord un précipité blanc qui, par l'addition d'une plus grande quantité de précipitant, passe au jaune, puis au brun et enfin au noir (sulfure d'argent).

AMMONIUM. Voyez AMMONIAQUE.

AMPÉLINE. M. Laurent a obtenu cette substance en traitant l'huile de schiste par de l'acide sulfurique concentré, et en ajoutant au mélange un vingtième de son volume de potasse caustique dissoute dans l'eau. Elle ressemble à une huile grasse assez fluide; elle est soluble dans l'alcool, dans l'éther et dans l'eau. Elle se rapproche de la créosote par son origine et ses propriétés.

AMPÉLIQUE (Acide). Cet acide s'obtient en traitant par l'acide nitrique les produits de la rectification de l'huile de schiste, qui passent à 130° . Le résidu blanc, floconneux, inodore, très-peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool bouillant et dans l'éther, constitue l'*acide ampélique*. M. Laurent lui assigne la formule: $\text{C}_{14} \text{H}_6 \text{O}_6$.

AMYGDALINE. Ce corps a été découvert par Robiquet et Boutron-Charlard. On l'obtient en traitant le tourteau d'amandes amères par de l'alcool bouillant. On distille ensuite la liqueur jusqu'à consistance sirupeuse; on étend d'eau le résidu mélangé de levure de bière. Après que la fermentation a cessé, on filtre la liqueur, et on l'évapore de nouveau jusqu'à consistance sirupeuse. Le résidu, traité par l'alcool, laisse déposer toute l'amygdaline sous forme d'une poudre blanche. L'amygdaline cristallise en paillettes soyeuses, sans odeur, d'une faible saveur d'amandes amères. Soumise à une température élevée, elle répand une odeur de fleur d'aubépine, et laisse en résidu un charbon volumineux. Elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool bouillant. Distillée avec de l'acide nitrique étendu, ou avec un mélange de peroxyde de manganèse et d'acide sulfurique, l'amygdaline se décompose en ammoniaque, en hydrate de benzoïle, en acide benzoïque, en acide formique et en acide carbonique. Les alcalis la transforment en ammoniaque et en acide amygdalique. Les amandes amères contiennent de 5 à 1 p. 100 d'amygdaline toute formée, qu'on

enlève par l'alcool bouillant. L'amygdaline existe aussi dans les baies du laurier-cerise. Sa composition est représentée par la formule : $C^{10} H^{27} NO^{24}$.

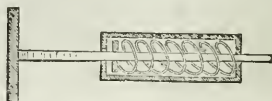
AMYGDALIQUE (Acide). Découvert par Wochler et Liebig. On prépare l'acide amygdalique en faisant bouillir un mélange d'eau de baryte et de solution aqueuse d'amygdaline, et en séparant ensuite la baryte par l'acide sulfurique. La liqueur est évaporée au bain-marie. Cet acide se présente sous forme d'une masse incolore, amorphe, d'une saveur aigrelette. Il est insoluble dans l'alcool et dans l'éther. Les amygdalates restent encore à étudier. Formule de l'acide amygdalique : $C^{10} H^{26} O^{23} + HO$.

ANALYSE. (Du mot grec *ἀνάλυσις*, je résous, je délire.) L'analyse est un mode d'opération qui consiste à décomposer en ses éléments un corps ou un assemblage de corps quelconque. L'objet de l'analyse peut appartenir, soit au règne animal, soit au règne végétal ou au règne minéral; la matière sur laquelle porte l'analyse peut être organique ou inorganique. L'opération analytique n'est point également facile dans l'un ou dans l'autre cas. En effet, la matière à analyser appartient-elle au règne minéral, en un mot, est-elle inorganique, l'analyse est, en général, facile pour celui qui a l'habitude des travaux de ce genre, et les résultats obtenus sont presque toujours sensiblement les mêmes. La matière à analyser appartient-elle, au contraire, au règne végétal ou au règne animal, l'analyse devient extraordinairement difficile; elle présente quelquefois des obstacles à celui-là même qui a la plus grande habitude de ces travaux, et les résultats obtenus ne sont pas constamment les mêmes. Ces difficultés tiennent principalement à l'instabilité ou à l'extrême mobilité des éléments. C'est ici le lieu de définir ce que c'est qu'un corps organisé et un corps organique, expressions qu'on a souvent confondues et que l'on confond encore l'une avec l'autre. Un corps organisé est celui dans lequel les différents organes destinés à l'entretien de la vie fonctionnent dans toute leur intégrité, en un mot, c'est un corps vivant; et tout corps organisé, dès que l'analyse cherche à l'attaquer, se détruit irrévocablement. Ainsi, le sang est un corps organisé tant qu'il coule dans les veines et dans les artères; mais, retiré de ces vaisseaux, il cesse instantanément d'être ce qu'il était, ses molécules prennent un autre arrangement, et semblent obéir à une autre force que celle de la vie. Cette tendance à la transformation ne s'arrête point, elle amène sans cesse d'autres phénomènes, elle va à l'infini; et ce corps auparavant organisé, et dans lequel la vie est maintenant éteinte, est ce qu'on appelle corps organique. En résumé, les corps organisés sont en quelque sorte en dehors du domaine de l'analyse; ils appartiennent à une sphère où il ne nous est pas permis d'opérer avec

nos réactifs et nos agents ordinaires. Quant aux corps organiques, ils sont, il est vrai, accessibles à nos moyens d'analyse; mais les résultats qu'on obtient sont souvent défectueux, ce qui tient précisément à la grande mobilité des éléments de la matière organique. On a distingué l'analyse en *qualitative* et *quantitative*. L'analyse qualitative ne s'occupe que de constater simplement les différentes espèces de substances existant dans un composé donné. L'analyse quantitative a pour objet de constater la quantité ou le poids de chacune des substances indiquées par l'analyse qualitative. — Les principaux agents de l'analyse sont le calorique, l'électricité, et différents réactifs donnant naissance à des précipités insolubles ou du moins très-peu solubles, exactement connus et déterminés. Ainsi, par exemple, quand on veut doser l'acide sulfurique, on se sert d'une dissolution de baryte; le précipité qu'on obtient est du sulfate de baryte insoluble, qu'on ramasse sur le filtre; après l'avoir lavé et séché, on le pèse. Or, sachant que telle quantité de sulfate neutre de baryte contient tant de baryte et tant d'acide sulfurique, on a nécessairement la quantité d'acide sulfurique qu'on cherche. Pour doser l'acide chlorhydrique, on se sert du nitrate d'argent; pour les sels de chaux, on emploie l'oxalate d'ammoniaque; pour les sels d'alumine, le sulfate de potasse, etc. Et si la baryte et le sel d'argent servent à doser l'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique, ces deux acides servent réciproquement à doser, l'un la baryte, l'autre l'argent.

L'analyse qui procède par le moyen du calorique s'appelle analyse par *voie sèche*; celle qui procède par le moyen des réactifs sur les substances en dissolution, s'appelle analyse par *voie humide*. La dernière donne, en général, des résultats plus nets et plus exacts que la première; car il y a des chances de perte surtout lorsque les substances ne sont ni complètement fixes, ni complètement volatiles, ce qui a presque toujours lieu. L'électricité est un des agents de décomposition les plus puissants; c'est au moyen de l'électricité qu'on est arrivé à décomposer les bases alcalines et terreuses, réputées simples pendant fort longtemps. Néanmoins, on ne se sert guère de l'électricité dans les analyses ordinaires.

ANÉMOMÈTRE. Instrument servant à mesurer la direction et la force du vent. L'anémomètre le plus ancien, c'est la girouette; mais elle ne fait connaître que la direction du vent. Après avoir connu la direction du vent, on a voulu en connaître aussi la force; parmi les nombreuses inventions qu'on a proposées pour atteindre ce but, nous communiquerons ici la plus simple.



L'instrument dont nous donnons ici la figure est composé d'une planche d'un pied carré, portant au milieu une tige en bois adaptée solidement. Cette tige entre et glisse librement dans une caisse, munie d'un ressort à bondin, sur lequel s'attache l'extrémité de la tige. Ce ressort cède en proportion de la force du vent qui pousse la planche. Un des côtés de la tige est taillé en crémaillère, et chaque cran, en entrant dans la boîte, soulève une petite bride à ressort faible qui retombe aussitôt, et empêche la tige de ressortir une fois qu'elle est entrée. Les crans portent des nombres indiquant la force du vent qui leur correspond. Pour évaluer en poids connus l'impulsion du vent et pour graduer l'instrument, on le place verticalement; on met sur le plancher les poids nécessaires pour faire entrer la tige d'un cran, et successivement jusqu'à ce qu'on ait fait entrer tous les crans; les poids écrits vis-à-vis de chaque cran indiquent de combien de grammes a été la force du vent depuis la dernière observation.

ANÉMONINE. Ce corps a été découvert par Meyer dans différentes espèces d'anémones (*A. pulsatilla*, *A. pratensis*, *A. nemorosa*). On l'obtient par la distillation des feuilles fraîches de ces plantes dans deux fois leur poids d'eau. L'anémone se dépose, au bout de quelques semaines, dans le liquide distillé. Elle a une saveur âcre; elle est soluble dans l'éther et peu soluble dans l'eau. Elle se transforme en acide anémone par l'action de l'acide chlorhydrique. M. Loewig lui assigne la formule : $C_7 H^3 O^4$.

ANÉMONIQUE (Acide). M. Loewig l'a obtenu en faisant bouillir l'anémone avec de l'eau de baryte; on enlève l'excès de baryte par un courant d'acide carbonique, et on traite la liqueur par l'acétate de plomb; il se précipite de l'anémone de plomb, auquel on enlève le plomb par l'hydrogène sulfuré. La liqueur évaporée à siccité offre une matière brunâtre, cassante, amorphe, d'une saveur très-acide, très-peu soluble dans l'alcool et dans l'éther. C'est l'acide anémone. Sa composition est représentée par la formule : $C_7 H^4 O^3 + HO$. Les *anemonates* sont peu connus.

ANGÉLIQUE (Acide). M. Buchner jeune a découvert, en 1842, un nouvel acide dans la racine d'angélique. Pour obtenir cet acide, on épuise la racine d'angélique avec de l'alcool; on distille l'alcool jusqu'à ce que la liqueur se sépare en deux couches. La couche supérieure, épaisse et résineuse (baume d'angélique), est mélangée avec une solution de potasse caustique, et l'on soumet le tout à la distillation. En saturant la potasse par un léger excès d'acide sulfurique, et en distillant de nouveau, on obtient l'acide angélique sous forme de gouttes huileuses dans le produit de la distillation. Cet acide cristallise à quelques degrés au-dessus de 0°; son odeur rappelle celle de l'acide valérianique. Il n'a pas encore été exactement analysé.

ANILINE. Ce corps a été obtenu par Fritzsche en décomposant l'acide anthranilique. C'est un liquide oléagineux, incolore, d'une odeur forte et désagréable. Il jaunit à l'air, et se change en une matière résineuse. Sa composition est formulée par $C^{12} H^7 N$.

ANILIQUE. Voyez INDIGOTIQUE (Acide).

ANISIQUE (Acide). C'est un produit de réaction de l'acide nitrique, d'une densité de 20 à 24° B., sur l'essence d'anis concrète. Pour l'avoir pur, on le lave à l'eau distillée froide et on le dissout dans l'ammoniaque, avec laquelle l'acide anisique forme un sel cristallin, qu'on décompose ensuite par l'acide nitrique faible. L'acide ainsi obtenu est incolore, et cristallise en longues aiguilles. Insoluble dans l'eau froide, il se dissout dans l'eau bouillante et dans l'alcool. Il est volatilisable sans décomposition. Distillé avec 7 à 8 parties de baryte caustique, il fournit une huile volatile d'une légère odeur d'amandes amères, à laquelle M. Cahours a donné le nom d'*anisol*. La composition de l'acide anisique est représentée par la formule : $C^{16} H^6 O^5 + HO$ (Cahours).

ANNEAUX colorés. (Optique.) Voici comment on produit les anneaux colorés obtenus pour la première fois par Newton : on prend un miroir concave d'un côté et convexe de l'autre, travaillé sur une sphère de 6 pieds (anglais) de rayon, et enduit de vif argent du côté convexe. Au foyer, c'est-à-dire, à 6 pieds du miroir, on place un carton blanc, percé d'un petit trou dans le milieu. Dans une chambre rendue obscure, on laisse entrer un rayon de lumière par un trou d'un tiers de pouce; ce rayon passe par le trou du carton et va frapper le miroir. Il est réfléchi sur le carton en anneaux concentriques, colorés, pareils à des arcs-en-ciel. Ces anneaux environnent le trou du carton. Lorsque le soleil est brillant, on découvre quelques faibles linéaments d'un sixième et d'un septième anneau; mais en les regardant à travers un prisme, on en distingue jusqu'à treize. En décomposant par un prisme le rayon de lumière admis dans la chambre obscure, et ne laissant arriver sur le miroir que l'une des couleurs, tandis que les autres sont interceptées, on ne voit plus sur le carton que des anneaux de même couleur séparés par des intermittences obscures; de sorte qu'en ne laissant arriver que le rayon rouge, on n'a que des anneaux rouges; et des anneaux bleus, lorsqu'on n'admet que le rayon bleu. Lorsque les anneaux sont ainsi composés d'une seule couleur, les carrés de leurs diamètres, mesurés entre les parties les plus lumineuses de leur orbite, sont, suivant la proportion arithmétique des nombres, 0, 1, 2, 3, 4, etc., et les carrés des diamètres de leurs intervalles obscurs sont suivant les progressions des nombres intermédiaires, 1/2, 1 1/2, 2 1/2, 3 1/2. Mais si la couleur change, la grandeur des anneaux change aussi. C'est dans le rouge que les anneaux ont les plus

grands diamètres; les plus petits sont dans l'indigo et le violet.

Il est difficile de distinguer les couleurs des anneaux dans ceux qui sont le plus rapprochés du centre, car les couleurs se mêlant ensemble s'affaiblissent mutuellement, et forment en quelque sorte de nouveaux anneaux, dont les diamètres suivent une progression particulière: ainsi, le rouge le plus extérieur, les confins du rouge et de l'orangé, les confins de l'orangé et du jaune, les confins et du jaune et du vert, les confins du vert et du bleu, etc., sont comme les différences de longueur du monochrome qui forme, dans une octave, les sons: sol, la, fa, sol, etc., c'est-à-dire comme les nombres $\frac{1}{9}$, $\frac{1}{12}$, $\frac{1}{12}$, etc. Newton calcula dans cette hypothèse quel doit être le rapport des diamètres des cercles formés par le rouge le plus extérieur, et par le violet également le plus extérieur et il trouva que ce rapport est comme 5 à 2, semblable à celui qu'il avait trouvé en observant et en calculant les rayons colorés vus à travers les deux objectifs; car il s'assura que les anneaux, dans l'exemple cité, étaient produits par des couleurs réfléchies, renvoyées sous divers angles du miroir sur le carton. Enfin, il enleva l'amalgame d'étain appliqué sur la surface convexe du miroir: le phénomène se produisit, bien que plus faible; un miroir métallique ne produisait pas d'anneaux. Newton conclut de cette circonstance que ces anneaux ne provenaient pas d'une seule surface spéculaire, mais qu'ils dépendaient des deux surfaces de la plaque de verre dont le miroir est formé, et de l'épaisseur du verre entre ces deux surfaces. En effet, deux miroirs du même foyer, mais d'épaisseurs différentes, produisirent des anneaux dont les diamètres n'étaient pas égaux: le miroir le moins épais donnait naissance aux plus grands anneaux. Dans toutes ces expériences, la couleur jaune est toujours la partie la plus brillante des anneaux composés de toutes les couleurs. Si l'on veut avoir les diamètres des anneaux formés par la lumière de toutes les autres couleurs simples, on les trouvera facilement en admettant que ces diamètres sont, au diamètre formé par le jaune éclatant, en proportion sous-doublée des intervalles des accès des rayons donnés de ces couleurs; c'est-à-dire en admettant que les diamètres des anneaux que les rayons forment dans les dernières bornes de ces sept couleurs (rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo et violet), sont proportionnés aux racines cubiques des nombres 1, $\frac{8}{3}$, $\frac{3}{6}$, $\frac{3}{4}$, $\frac{2}{3}$, $\frac{3}{5}$, $\frac{9}{16}$, $\frac{1}{2}$, qui expriment les longueurs d'un monochrome dans lequel sont produites les notes d'un octave. Depuis la découverte de la polarisation de la lumière, et l'impulsion donnée depuis quelques années aux recherches de la physique, de nouvelles expériences ont fait découvrir que dans beaucoup de circonstances il se forme non-seulement des anneaux enlorés, mais aussi des bandes colorées

diversement, ou d'une seule couleur partagée par des intervalles obscurs.

ANTHRANILIQUE (Acide). Cet acide se produit, lorsqu'on fait bouillir de la potasse caustique avec de l'indigo bleu. Il cristallise en feuillets jaunâtres, semblables aux cristaux d'acide benzoïque. Il se volatilise sans altération. Mélangé avec du verre grossièrement pilé et soumis à une distillation brusque, il se décompose en acide carbonique, et en une matière huileuse non oxygénée, qui a été appelée *aniline*. L'acide anthranilique est peu soluble dans l'eau froide; mais il est très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Sa composition est représentée par la formule: $C^{14} H^{16} NO^3 + HO$.

ANTIARINE. Principe actif extrait de la résine d'*upus antiar*, provenant d'un arbre de Sumatra, *antiaris toxicaria*. L'antiarine est une substance toxique, fusible à 220° ; elle se décompose à 230° , en répandant des vapeurs acides. Sa composition est, selon Mulder, représentée par la formule: $C^{14} H^{15} O^5$.

ANTIMOINE. L'antimoine est un corps simple cristallisable. Lorsqu'il est impur et qu'il contient de l'arsenic, il se présente sous forme de larges lames d'un blanc tirant sur le gris; exempt d'arsenic et parfaitement pur, il cristallise en grains fins et serrés, doués d'un éclat argentin. Il est cassant et friable; on peut le réduire en poudre dans un mortier de fer; il n'est par conséquent ni malléable, ni ductile, ni élastique; enfin il se rapproche, par ses propriétés, de l'arsenic, qui, comme l'antimoine, a été placé à tort dans la classe des métaux. Allié aux métaux, il les rend cassants. Sa densité varie entre 6,712 et 6,86. L'antimoine fond à la température de 480° environ. Il se volatilise à la température blanche, en répandant une odeur de graisse fondue. Chauffé à l'abri du contact de l'air et refroidi lentement, il cristallise à sa surface, sous forme de feuilles de fougère. L'antimoine se ternit à l'air humide à la température ordinaire. Au contact de l'air, il brûle avec éclat, et s'oxyde en répandant des vapeurs blanches, épaisses et malsaines, probablement à cause de l'arsenic que contient presque toujours l'antimoine; car, suivant M. Liebig, ces vapeurs peuvent être respirées sans inconvénient quand l'antimoine est exempt d'arsenic. Les vapeurs blanches d'oxyde d'antimoine, qui se condensent sous forme de cristaux brillants, portaient autrefois le nom de fleurs d'antimoine. Chauffé en poudre avec du nitre, il y a détonation et formation d'antimoniate de potasse. L'antimoine en poudre, projeté dans le chlore, s'enflamme à la température ordinaire. Sa formule est: Sb (stibium) ou Sb^2 (en atomes) = 1612, 903.

Voici les principales espèces de minerais d'antimoine. L'antimoine natif est très-rare. Il est d'un blanc d'argent lamellaire, et clivable en octaèdres réguliers. Le *sulfure* est le minéral d'antimoine le plus abondant et le plus exploité: on le rencontre dans beaucoup de pays.

L'*ozysulfure* ou le *kermès natif* est rare.

el paraît provenir de l'altération du sulfure naturel.

Haidingerite. Sulfure double d'antimoine et de fer, trouvé à Chazelles (Puy-de-Dôme).

Oxyde d'antimoine. Il est rare, et accompagne l'antimoine natif.

Les acides antimonieux et antimonique accompagnent quelquefois le minéral de sulfure.

Le sulfure d'antimoine naturel se transforme, par le grillage, en oxyde mêlé de sous-sulfure, avec dégagement d'acide sulfureux. En chauffant le résidu du grillage avec 3 parties de nitre et 2 parties de tartre (flux noir), on obtient, au fond du creuset, de l'antimoine métallique recouvert de scories composées de carbonate et de sulfate de potasse, de sulfure de potassium et de sulfure d'antimoine. Ainsi obtenu, l'antimoine n'est jamais pur. Pour préparer l'antimoine pur, il faut calciner l'émétique à une température élevée. Il se produit une sorte d'alliage de potassium et d'antimoine, car la potasse se réduit par le carbone de l'acide tartrique, surtout en présence d'un métal avec lequel le potassium est susceptible de se combiner. Le résultat de cette calcination est une masse noire très-divisée, pyrophorique, qui produit dans l'eau une vive effervescence. Dans cette action, le potassium décompose l'eau, se transforme en potasse qui se dissout, et en antimoine insoluble qui se précipite.

L'antimoine est un corps assez anciennement connu; les alchimistes lui attribuaient des propriétés merveilleuses.

L'antimoine, combiné avec le plomb, est employé dans la composition des caractères d'imprimerie. L'antimoine diaphorétique, obtenu en précipitant l'antimoniate de potasse par l'acide nitrique, a été employé dans le traitement des maladies cutanées. Le verre d'antimoine, le kermès, le safran des métaux (sulfure), et même l'antimoine métallique, sont employés comme émétique.

Oxydes d'antimoine. L'antimoine peut se combiner avec l'oxygène dans trois proportions différentes. Les proportions d'oxygène sont entre elles comme les nombres 5, 4, 3. Voici les formules de ces trois corps composés: Sb O³ oxyde d'antimoine (acide antimonieux), Sb O⁴ acide antimonieux (acide antimonique), Sb O⁵ acide antimonique (acide perantimonique).

Le sous-oxyde de M. Berzelius, comme en général tous les prétendus sous-oxydes, n'est qu'un mélange de protoxyde et de métal.

L'oxyde d'antimoine (Sb O³), obtenu en décomposant le chlorure d'antimoine par le carbonate de potasse, se présente sous forme de poudre blanche, un peu soluble dans l'eau, et se réduisant facilement par le charbon. Porté à une température élevée, il brûle comme de la tourbe en se suroxydant. Il forme des sels assez peu stables. Il se comporte avec les alcalis comme un acide faible; c'est pourquoi il conviendrait mieux de l'appeler *acide antimo-*

nieux. Dans les antimonites, l'oxygène de la base est égal au tiers de la quantité d'oxygène que renferme l'acide. Combiné avec le bitartrate de potasse (crème de tartre), il constitue l'émétique (tartre stibié), fréquemment employé en médecine. — Pour ce qui concerne les acides antimonieux et antimonique, voyez ces mots.

Sulfures d'antimoine. Le sulfure d'antimoine s'obtient directement en chauffant le soufre avec l'antimoine ou avec l'oxyde d'antimoine. Dans ce dernier cas, il se dégage de l'acide sulfureux. Le sulfure d'antimoine est d'un gris foncé et d'une cassure fibreuse. Chauffé dans des vaisseaux clos, il distille sans s'altérer. Il peut se combiner avec le sulfure de potassium, et donner un sulfosel dans lequel le soufre de la potasse est au soufre de l'antimoine comme 1 : 3. L'acide chlorhydrique le dissout à l'aide de la chaux: il se dégage en même temps de l'hydrogène sulfuré. Cette dissolution, faite à chaud, laisse, par le refroidissement, déposer une masse d'un brun rougeâtre qui porte dans le commerce le nom de *Kermès minéral*: c'est un oxysulfure d'antimoine. D'après des recherches récentes, on peut préparer le sulfure d'antimoine et de potasse en chauffant, dans un creuset, un mélange formé de 1 partie de carbonate de potasse et de 3 parties de sulfure d'antimoine réduit en poudre. Une partie de potasse dissout l'oxyde d'antimoine formé aux dépens d'une autre partie de potasse qui, étant réduite à l'état de potassium, se combine avec le soufre de l'antimoine. Il se produit donc un sulfure double de potassium et d'antimoine, qui, par le refroidissement ou par l'addition d'une certaine quantité d'eau, laisse déposer le kermès.

Le sulfhydrate d'ammoniacque convertit l'oxyde d'antimoine en sulfure, à la température ordinaire. Avec les acides antimonieux et antimonique, il faut opérer à chaud; il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et l'on obtient un mélange d'antimoine d'ammoniacque et de sulfure d'antimoine, qui, précipité par un acide, donne du *soufre doré d'antimoine*. On se servait autrefois du sulfure d'antimoine comme d'une espèce de fondant, ce qui lui a valu le nom de *lupus metallorum* (loup des métaux). Fondu dans un creuset et chauffé jusqu'au rouge, il donne une masse brune, à cassure vitreuse, connue sous le nom de *verre d'antimoine*. La couleur de ce verre peut prendre différentes nuances, suivant les différents degrés d'oxydation de l'antimoine, du plomb et du fer, etc., qui peuvent s'y trouver. Le verre d'antimoine, mis en contact avec les acides, donne, à la longue un précipité appelé safran d'antimoine. Il y a encore d'autres sulfures d'antimoine; mais leur étude offre peu d'intérêt.

Chlorure d'antimoine. Le chlorure d'antimoine (Sb Cl³) est, de tous les sels antimoniaux, à peu près le seul qui intéresse le chimiste, et auquel s'appliquent les caractères

des sels d'antimoine. Le chlorure d'antimoine (beurre d'antimoine) est acide et très-caustique. On s'en sert quelquefois en médecine pour cauteriser les plaies causées par la morsure des serpents venimeux. Il est soluble dans l'eau; en y ajoutant une plus grande quantité d'eau, il se forme un précipité blanc d'oxychlorure d'antimoine, qui porte le nom de *poudre d'Algaroth*, et qu'on employait autrefois pour exciter le vomissement. La liqueur qui surnage portait anciennement le nom d'esprit de vitriol des philosophes. Cette liqueur, abandonnée quelque temps à l'air, se transforme entièrement en protoxyde d'antimoine. Quand on y ajoute préalablement un acide organique, tel que l'acide tartrique, l'eau ne précipite plus le chlorure d'antimoine; l'acide végétal s'empare de l'oxyde d'antimoine, pour former un sel soluble.

La potasse ou la soude, versée dans le chlorure d'antimoine, donne un précipité blanc d'oxyde d'antimoine, soluble dans un excès de potasse ou de soude. Les carbonates solubles y produisent également un précipité blanc, mais qui est insoluble dans un excès de précipitant. Il se dégage en même temps de l'acide carbonique; car l'oxyde d'antimoine n'est pas susceptible de se combiner avec l'acide carbonique pour former un carbonate; et l'excès de carbonate alcalin ne redissout pas l'oxyde d'antimoine, parce que celui-ci, étant une fois précipité, n'est pas assez fort pour chasser l'acide carbonique du carbonate alcalin. L'hydrogène sulfuré précipite le chlorure d'antimoine en jaune orangé. En employant ce réactif, il faut préalablement ajouter de l'acide tartrique au chlorure, afin d'empêcher la formation d'un oxychlorure insoluble que l'eau de l'hydrogène sulfuré tendrait à produire; car, en règle générale, les réactifs attaquent plus facilement les corps dissous que les corps non dissous. Le cyanure double de fer et de potassium précipite les sels d'antimoine en blanc. Le fer, le zinc, l'étain, le cuivre, précipitent l'antimoine de ses dissolutions sous la forme d'une poudre grise qui, séchée au feu, est pyrophorique et s'enflamme spontanément à l'air.

Le chlorure d'antimoine peut s'obtenir directement, en dissolvant l'antimoine métallique dans l'eau régale. On peut encore le préparer en chauffant, dans une cornue de grès, de l'oxyde d'antimoine, du sel marin et de l'acide sulfurique. Le chlorure d'antimoine passe à la distillation, et l'on a pour résidu du sulfate de soude.

Lorsqu'on fait brûler de l'antimoine dans le chlore, on obtient, non pas du perchlore d'antimoine, mais du perchloreur, qui est liquide, légèrement jaunâtre, très-volatil, cristallisable, attirant l'humidité de l'air, et se décomposant en acide antimonique par l'addition de beaucoup d'eau. Sa formule est $Sb Cl^5$. Le brome, l'iode et le fluor se comportent avec l'antimoine à peu près comme le chlore.

Hydrogène antimoné (hydrure d'antimoine.) L'hydrogène antimoné est un gaz incolore et inodore découvert par M. Pfaff. Il est décomposé par la chaleur en hydrogène et en antimoine, qui se dépose sur les parois du tube avec l'éclat qui le caractérise. Il brûle avec une flamme blanche tirant sur le jaune; il est peu soluble dans l'eau. Sa dissolution aqueuse se trouble peu à peu à l'air, se décompose, et laisse déposer l'antimoine. Il a beaucoup de ressemblance avec l'hydrogène arsenié. Il est précipité en jaune par l'hydrogène sulfuré; comme l'hydrogène arsenié, il produit en brûlant une tache noirâtre sur une capsule de porcelaine. On distingue la tache antimoniale de la tache arsénicale, en ce que la première ne se dissout point dans l'acide nitrique, qu'elle ne colore point en rouge le nitrate d'argent, et qu'étant humectée par l'eau régale, elle se colore en rouge par l'acide sulfhydrique, tandis que ce même réactif communiqué à la tache arsénicale, mouillée par l'eau régale, une belle couleur jaune citron. On prépare l'hydrogène antimoné en faisant agir l'acide sulfurique affaibli sur du zinc et de l'oxyde d'antimoine. On recueille le gaz, comme l'hydrogène. La flamme de l'hydrogène antimoné, à laquelle on présente une capsule de porcelaine, sert à constater des traces d'émétique (Médecine légale). Sa formule $Sb H^3$ est analogue à la formule de l'hydrogène arsenié ($As H^3$) et à celle de l'hydrogène phosphoré ($Ph H^3$). — Alliages d'antimoine (Voyez PLOMB et BISMUTH alliages). — Les oxydes d'antimoine sont mal déterminés; ils sont incristallisables, de manière qu'on peut, en quelque sorte, en nier l'existence. Ils sont à peu près tous insolubles dans l'eau, excepté ceux qui sont tirés du règne végétal. L'acide tartrique, en se combinant avec l'oxyde d'antimoine et la potasse, donne un sel double qui est employé en médecine sous le nom d'*émétique*. — Les antimonites et les antimonates solubles sont précipités en blanc par les acides minéraux.

ANTIMONIEUX { Acide}. Cet acide ($Sb O_4$) s'obtient, soit en grillant le sulfure d'antimoine, soit en traitant le métal par l'acide nitrique et en évaporant jusques à siccité. Il est blanc, et devient jaune quand on le chauffe. Il se réduit, au moyen du charbon, à une température à laquelle l'antimoine métallique se volatilise en partie. Sa réduction présente donc d'assez grandes difficultés. Chauffé dans un vase clos avec de l'antimoine métallique, il passe à l'état de protoxyde en oxydant l'antimoine aux dépens de son oxygène. Il se combine avec les alcalis en formant des antimonites.

ANTIMONIQUE { Acide}. Cet acide se prépare en dissolvant l'antimoine dans l'eau régale. On évapore la dissolution jusques à siccité; on reprend le résidu par l'acide nitrique et on le chauffe presque jusqu'au rouge. Il se présente sous forme de poudre jaunâtre, rou-

gissant la teinture de tournesol, et se dissolvant dans l'acide chlorhydrique et dans la potasse; cependant les antimoniales alcalines sont précipitées en blanc par l'acide chlorhydrique. Chauffé au rouge, il donne de l'oxygène et de l'acide antimonieux, ce qui prouve que l'acide antimonieux (SbO_3) est la plus stable des combinaisons oxygénées de l'antimoine. La formule de l'acide antimonieux s'exprime par SbO_3 .

APIRINE. Matière blanche, d'une saveur piquante, soluble dans 600 parties d'eau. Elle a été découverte par Bizio, en faisant bouillir les noix du *cocos lapidea* dans l'acide chlorhydrique, et en précipitant la décoction par l'ammoniaque. L'apirine n'est pas volatile; elle se dissout dans les acides. Son analyse n'a pas encore été faite.

APOCRÉNIQUE (Acide). La solution aqueuse ou alcaline de l'acide *crocnique* (voyez ce mot) brunit rapidement à l'air, et se change en acide apocrénique. Cet acide présente l'aspect d'une matière brune extractive. Il est d'une saveur astringente, et plus soluble dans l'alcool que dans l'eau. Sa composition a été représentée par la formule : $C^{14} H^7 O^3 N^3$.

APPARENT. (Optique.) On nomme *apparent* l'aspect sous lequel nous voyons les objets, et qui souvent diffère beaucoup de la réalité. Ainsi, une ligne droite, vue à une certaine distance, peut ne paraître que comme un point, une surface comme une ligne, et un solide comme une surface. Tous les objets ont une tendance à s'arrondir et à se niveler à mesure que leur distance augmente; car, à mesure que la distance devient plus grande, les plus petits angles et les aspérités disparaissent, parce qu'ils soutiennent un angle de moins d'une minute; les saillies plus fortes disparaissent à leur tour, et ainsi de suite jusqu'à ce que l'objet finit par paraître rond et tout uni. C'est ainsi qu'un triangle ou un carré paraissent, à une grande distance, comme un point rond, et qu'une longue file de lampions paraît comme une seule ligne lumineuse se non interrompue, parce que les intervalles ont disparu par la petitesse des angles qu'ils soutiennent. Le *mouvement apparent* est une illusion d'optique du même genre. Les corps, vus à une grande distance, quoique doués d'un mouvement égal, peuvent sembler à l'œil avoir des mouvements très-irréguliers et très-inégaux. Quelquefois le mouvement d'un corps est tellement rapide, qu'il peut paraître dans un repos complet. Plus l'œil est placé obliquement par rapport à la ligne dans laquelle un corps éloigné se meut, plus son mouvement apparent diffère de son mouvement réel. Lorsque nous sommes emportés avec une certaine vitesse par une voiture ou un bateau, tous les objets fixes autour de nous semblent se mouvoir dans le sens contraire. Mais si l'objet se meut lui-même avec une vitesse égale à la nôtre, et dans la même direction, il semblera en repos. S'il se meut tou-

jours dans la même direction, mais avec une vitesse moindre, il paraîtra reculer dans la proportion de la différence des vitesses, et il paraîtra avancer dans la même proportion, s'il est animé d'une plus grande vitesse. Le *lieu apparent* d'un objet est celui où il nous apparaît lorsqu'on le regarde à travers le verre, l'eau, l'air (pour les astres), ou à travers tout autre milieu réflécheur ou réfringent. Dans beaucoup de cas, ce lieu diffère beaucoup de la place véritable que l'objet occupe.

ALCALOÏDES. (*Alcalis vegetaux, Bases organiques.*) Principes organiques, susceptibles de se combiner avec les acides pour former des sels. Ils existent naturellement combinés avec des acides organiques. La méthode de préparation la plus générale consiste à traiter les tiges, feuilles, fleurs ou fruits d'un végétal par l'eau, à évaporer la liqueur, à reprendre l'extrait par l'eau, et à mélanger la solution filtrée avec de la chaux, de la magnésie ou de l'ammoniaque. Ces bases minérales sont destinées à enlever la base végétale l'acide avec lequel elle se trouve combinée. La base végétale, étant en général insoluble dans l'eau, se précipite souvent en même temps que le sel calcaire, magnésien ou ammoniacal. Mais, en traitant le précipité par l'alcool, on dissout la base végétale, tandis que le sel de chaux reste insoluble. — Les alcaloïdes présentent généralement l'aspect d'une matière blanche, pulvérulente, quelquefois cristalline. Ils ont une saveur amère, et sont d'ordinaire sans odeur. Ils sont peu solubles dans l'eau, et solubles dans l'alcool. Leur action sur l'économie est souvent très-énergique. Leur composition est représentée par des proportions variables d'oxygène, d'hydrogène de carbone, et par des proportions assez constantes (1 à 2 équivalents) d'azote. Les noms des alcaloïdes sont terminés en *ine*; exemples : quinine, morphine, strychnine. Les bases organiques ne sont guère connues en chimie que depuis environ trente ans. Elles ont été découvertes presque en même temps par Séguin en France et par Serturner en Allemagne.

ARABINE. Matière qui constitue la gomme arabeque pure. Elle est incolore, insipide, inodore; elle se ramollit à 102° , se laisse tirer en fils, et se détruit à une température plus élevée. Sa densité varie de 1,5 à 1,4. L'arabine se dissout dans l'eau froide; sa solution concentrée présente un mucilage gluant; elle est précipitée sous forme de flocons blancs par l'alcool concentré. Exposée à l'air, la solution aqueuse d'arabine se couvre de moisissures et acquiert une réaction acide. Maintenu pendant quelque temps en ébullition dans l'eau mêlée d'acide sulfurique, elle se convertit en sucre de raisin (*Biot, Brugnatelli, Persoz*). La gomme arabeque est un produit de sécrétion de plusieurs espèces d'acacias (*A. vera, A. arabica, A. senegalensis, A. tortilis*, etc.). Suivant les analyses faites par MM. Gay-Lussac, Thénard et Berzelius, l'arabine, desséchée à 100° , a pour

composition : C¹² H¹⁰ O¹. C'est aussi la composition du sucre de canne.

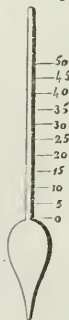
ARBRE DE DIANE. Un chimiste du quinzième siècle, Eck de Sulzbach, a fait le premier mention de cette espèce de cristallisation, connue sous le nom d'*arbre de Diane*. Voici le procédé indiqué par lui : « Dissolvez une partie d'argent dans deux parties d'eau-forte (acide nitrique) ; mettez ce mélange dans une dissolution d'argent, et laissez le tout reposer dans un bain de ceadres, froid ou chauffé très-légèrement. Vous remarquerez des choses merveilleuses : vous verrez se produire des végétations très-charmantes, des monticules et des arbuscules. » (Voyez BOEFER, *Histoire de la Chimie*, tom. I, pag. 416.)

ARC-EN-CIEL. Météore demi-circulaire, formé de plusieurs arcs concentriques de couleurs diverses, rangés dans un ordre déterminé. Il apparaît dans les temps de pluie, lorsque les rayons du soleil frappent obliquement les gouttes d'eau qui tombent. La formation de l'arc-en-ciel s'explique par les lois de la réfraction, de la réflexion et de la réfrangibilité des rayons solaires. (Voyez ces mots.) Le phénomène se produit de la manière suivante : les rayons solaires pénétrant dans les gouttes de pluie, parviennent à la surface postérieure interne, et de là, par une ou plusieurs réflexions, sont transmis à l'œil. A leur émission de la goutte d'eau, aussi bien qu'à leur incidence, ils subissent une réfraction, par laquelle ces rayons sont décomposés, et les couleurs qui les constituent apparaissent dans leur ordre de réfrangibilité, savoir, rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet. C'est ainsi que les choses se passent. Et en effet, 1° on ne voit jamais d'arc-en-ciel que lorsqu'il pleut et que le soleil brille en même temps ; 2° le soleil et l'arc sont toujours dans des points opposés du ciel ; 3° on produit un arc-en-ciel artificiel en jetant de l'eau en l'air pendant qu'on se place le dos tourné au soleil.

ARÉOMÈTRE. (De ἀρῆσις, léger, et μέτρον, mesure.) Instrument servant à mesurer la densité relative des liquides dans lesquels il est plongé. On lui donne le nom de *Pèse-liqueur*, *Pèse-sirop*, *Pèse-acide*, *Pèse-sel*, etc., selon ses différents usages. La construction d'un aréomètre repose sur le principe hydrostatique suivant : Un corps solide, plongé dans un liquide quelconque, perd une partie de son poids égal à celui du volume de ce liquide déplacé. Un même corps solide plonge d'autant plus profondément que la densité du liquide est plus petite. On peut comparer les densités de deux liquides d'après les volumes qu'en déplace un même corps, pour se maintenir flottant sur l'un et sur l'autre. Si nous désignons par D et d les densités de deux corps dont les volumes sont représentés par V et v, et les poids par P et p, nous avons la relation suivante :

$$D : d :: \frac{P}{V} : \frac{p}{v}$$

Ainsi, lorsque les poids sont égaux, en faisant $P=p$, nous avons aussi 1°..... $D : d :: v : V$; c'est-à-dire que les densités sont en raison inverse des volumes. C'est d'après cette formule qu'est construite la première classe des aréomètres. Mais si le corps descend à une égale profondeur dans les divers liquides, ce qu'on peut obtenir en faisant varier son poids, alors les volumes déplacés sont les mêmes ; on aura $V=v$, et par conséquent 2°..... $D : d :: P : p$; c'est-à-dire que les densités sont en raison directe des poids. C'est sur cette formule que repose la construction de la seconde classe des aréomètres. Beaumé inventa un aréomètre qui porte son nom, et qui est le plus usité, malgré ses défauts. Pour point fixe de l'échelle, il choisit l'eau pure et une eau salée (laite avec une partie de sel de cuisine sec et neuf parties d'eau). Il indiqua par 10° et 0° les points de l'instrument plongeant ; il divisa l'intervalle en 10 parties égales, et porta encore 40 parties pareilles sur le restant de l'échelle ; il eut ainsi pouvoir déterminer tout à la fois le degré de rectification des liqueurs spiritueuses, et leur poids spécifique.



J. B. Richter fonda la construction de son aréomètre (alcoolomètre) sur le principe que des degrés égaux entre deux points trouvés pour le poids spécifique exactement déterminé, donnent immédiatement la densité ; les échelles différaient selon l'état de pureté de l'alcool. Il désigna par 0° le point jusqu'où l'instrument plongeait dans l'eau pure, et il prit, pour la détermination du second point normal, de l'alcool, de 0,821 poids spécifique ; il partagea l'intervalle en 100 degrés, et détermina les derniers d'après le tableau de Loewitz sur les poids spécifiques des liquides spiritueux, l'alcool = 0,791 à 16° R. ; puis, d'après ses propres déterminations, il établit l'alcool absolu = 0,792.

Pour l'usage pratique, on exige souvent que les échelles aréométriques donnent par centièmes les parties d'une substance renfermée dans un mélange, par exemple, de l'alcool dans l'eau-de-vie, du sel dans la saumure, etc. Mais les densités des mélanges ne croissant pas d'après une loi générale, il faut connaître d'abord le rapport du poids spécifique aux parties constituantes d'un mélange. Comme on peut toujours entre deux points donnés graduer des échelles aréométriques pour tout poids spécifique, il n'y a qu'à chercher ces points qui appartiennent aux centièmes indiqués, les marquer sur l'échelle, et écrire à côté les tant pour cent. Soit, par exemple, le poids spécifique de l'eau à une température déterminée, = 1 ; celui d'un mélange d'eau et

de 0,03 d'alcool, = 0,9919, pour 0,1 alcool = 0,9837, pour 0,15 alcool, = 0,9802, etc., on déterminera sur l'échelle aréométrique les degrés 1; 0,9919; 0,9837; 0,9802... et on écrira à côté 0; 3; 13... en exprimant par ces nombres les centièmes. A-t-on trouvé de la sorte les centièmes de l'alcool dans l'eau-de-vie, il est facile dès lors de calculer les parties aliquotes du contenu; par exemple, les litres dans une mesure, ou les hectolitres dans une pipe, et de les indiquer sur l'échelle. Enfin il n'est pas difficile, d'après une division une fois calculée, de partager toute autre échelle aréométrique, d'une longueur donnée.

Plus récemment, l'aréométrie a été traitée d'une manière très-développée par Meissner. Ce physicien trouve les difficultés qui s'opposent à la construction d'un aréomètre exact, principalement dans la forme non complètement cylindrique des tubes de verre qu'on peut cependant obtenir d'un calibre exact, par un choix soigneux et réclamé pour la grandeur de l'échelle. Si les tubes à employer dans la construction de l'aréomètre ne sont pas exactement cylindriques, il faudra corriger l'erreur sur l'échelle; mais Meissner ne donne point à cet égard d'indications spéciales.

La seconde formule $D \cdot \rho = P$ sert de principe à la construction de l'aréomètre avec poids. Ces aréomètres n'ont pas d'échelle fixe: le poids spécifique des liquides est déterminé par les différents poids d'un corps plongeant d'un égal volume. Nicholson a proposé, sous le nom d'*hydromètre*, un instrument qui exige, à volume égal, des poids variables.

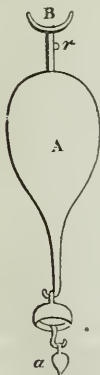
Il consiste en un cylindre fermé en haut et en bas par des surfaces arrondies, en fer blanc; à l'extrémité supérieure, dans la direction de l'axe, est fixée une verge de laiton très-mince, sur laquelle se trouve, à un point déterminé, un petit anneau de fer blanc *r*: le tout est surmonté par une coupe plate B; un fil d'archal, soudé à l'extrémité inférieure, porte un étrier, et celui-ci un cône renversé ou un godet *a*, dont l'extrémité d'en bas est surchargée d'un poids. S'il doit servir à trouver le poids spécifique des liquides, il faut déterminer son

poids absolu et celui dont il est surchargé, pour le faire plonger jusqu'à l'anneau *r* du col; et alors il arrive que les poids spécifiques des deux liquides se comportent comme les poids absolus de l'instrument, lorsqu'il plonge dans l'un et dans l'autre jusqu'au point marqué. L'in-

strument ne voulait point l'employer uniquement pour ce but; car cet instrument devait servir en même temps à la détermination du poids spécifique des corps solides, et à cet égard il est surtout recommandé par l'usage pour la détermination du poids spécifique des minéraux. S'il doit servir à cet usage, il n'est pas nécessaire de connaître son poids absolu. Pour obtenir le poids absolu du corps, on n'a qu'à chercher le poids ajouté avec lequel il plonge jusqu'à la marque du col, mettre le minéral dans la petite coupe, et enlever ensuite assez de poids pour que l'instrument plonge de nouveau jusqu'au point précédent. Mettant alors ce corps dans le petit godet, et le plongeant dans l'eau, il déplacera de l'eau un volume égal au sien. Le poids du dernier doit être remis dans la petite coupe pour rétablir le point normal jusqu'où plonge l'instrument; ce poids, divisé par le poids absolu, donne le poids spécifique du corps. Ainsi, l'aréomètre plongeant jusqu'au trait, avec 400 gr. de poids ajoutés, si l'on met un morceau de spath calcaire dans la coupe, et qu'on retire, à sa place, 230 gr. pour rétablir l'équilibre, qu'ensuite on mette le morceau de spath calcaire dans le petit godet, en y ajoutant 92 gr., pour faire de nouveau plonger l'instrument jusqu'au trait, on aura $\frac{230}{92} = 2,5$ pour le poids spécifique du spath calcaire à l'égard de l'eau, prise comme unité, à la température pendant l'expérience. Quand on connaît le volume de l'appareil et la finesse du fil d'archal, on peut, par un calcul semblable à celui de Fahrenheit, déterminer l'exactitude qu'il est possible d'obtenir. Ces aréomètres sont pour la plupart construits avec des lames de laiton; mais il s'y attache facilement, par le poli, une couche grasse qui empêche l'adhésion de l'eau, et les rend bien moins délicats. Pour que ces instruments soient d'une grande précision, il faut les faire en argent, ou mieux encore en verre. On se sert quelquefois, par économie, d'un moyen très-incertain pour connaître, par exemple, la valeur d'une eau salée, en concentrant cette eau au point qu'un œil de poule n'y plonge pas au fond; le résultat qu'on obtient ainsi est très-incertain. Un procédé analogue et plus sûr est celui dont on se sert à Londres pour éprouver les saumures pour saler les harengs: il consiste à faire nager dans cette saumure de petites boules de verre dont on connaît le poids.

Greening détermine la valeur de l'alcool dans l'eau-de-vie, par la température de la liqueur. L'instrument auquel il donne le nom d'alcoolomètre est fondé sur les principes connus de la vaporisation et de l'ébullition.

Enfin M. Gay-Lussac est venu mettre un terme à toutes les difficultés qui s'élevaient chaque jour pour l'appréciation exacte des eaux-de-vie du commerce. Voici le principe dont M. Gay-Lussac est parti pour faire l'alcoolomètre qui porte son nom: « *La force d'un liquide spiritueux est le nombre de cen-*



tièmes, en volume, d'alcool pur que ce liquide contient à la température de 13° centigrades. » L'instrument que M. Gay-Lussac désigne sous le nom d'alcoomètre centesimal, est, quant à la forme, un aréomètre ordinaire; il est gradué à la température de 150° centigrades. Son échelle est divisée en 100 parties ou degrés, dont chacun représente un centième d'alcool : la division 0° correspond à l'eau pure, et la division 100 à l'alcool. Plongé dans un liquide spiritueux à la température de 13°, il en fait connaître immédiatement la force. Des tables calculées avec le plus grand soin par M. Collardeau accompagnent ces alcoomètres, et font connaître le degré réel à toutes les températures; elles donnent le rapport des degrés correspondants de l'échelle de Cartier et de celle de Beaumé.

ARGENT. (De ἀργός, blanc.) Métal connu dès la plus haute antiquité. Les alchimistes le désignent par le symbole de la Lune ou de Diane, par allusion à l'éclat de ce métal. L'argent est d'un blanc très-pur; il réfléchit tortement la lumière lorsqu'il a été poli. Obtenu par voie de précipitation, il se présente sous forme de petits grains cristallins d'un blanc mat, qui prennent un grand éclat sous le brunissoir. Il est un peu plus élastique, conséquemment plus sonore, que l'or. Après l'or, c'est le plus malléable et le plus ductile des métaux. On peut le réduire en feuilles si minces, qu'il en faudrait 100,000 pour faire une épaisseur de 2 centimètres; avec un grain d'argent, on peut faire un fil de 2300 mètres de longueur. Il est plus tenace que l'or; un fil de 2 millimètres de diamètre exige un poids de 83 kilog. pour se rompre. Quant à la densité de l'argent, les auteurs varient depuis le nombre 10,474 jusqu'au nombre 10,342, ce qui tient probablement à l'état de pureté plus ou moins grand dans lequel ils l'ont obtenu. La densité de l'argent parfaitement pur est 10,310 (Gay-Lussac). L'argent se dilate de $\frac{1}{5000}$ en longueur, de 0° à 100°. Il fond à la température rouge tirant sur le blanc cerise, ou vers 330°; il est, comme beaucoup d'autres métaux, susceptible de cristalliser, par le refroidissement, en octaèdres ou en cubes. Il est peu volatil à la température ordinaire de nos fourneaux. Chauffé dans un four à porcelaine, au milieu d'une brasque de charbon, il perd environ 0,003 de son poids; mais, exposé au foyer d'une lentille ou à la température du chalumeau, il se volatilise promptement, et ses vapeurs brûlent avec une flamme verdâtre scintillante. L'argent est inaltérable à l'air et dans l'eau, ce qui lui a valu, de la part des anciens, l'épithète de noble. S'il se termit à l'air, ce n'est pas qu'il s'y oxyde; il se sulfure alors au contact de l'acide sulfhydrique, qui peut se trouver accidentellement mêlé à l'air. L'argent présente, pendant sa fusion, un singulier phénomène: il absorbe une quantité prodigieuse d'oxygène (au moins jusqu'à 22 fois son volume); cette absorption est compa-

rable à une véritable dissolution de ce gaz dans l'argent liquide. Dès qu'on vient à refroidir l'argent en le plongeant dans l'eau, l'oxygène se dégage aussitôt avec une effervescence tumultueuse (Gay-Lussac). Les anciens chimistes paraissent avoir eu connaissance de ce phénomène. Sam. Lucas dit expressément que, au moment où l'argent fondu se fige sous l'eau, il se produit un mouvement d'effervescence remarquable; mais il ne donne aucune explication positive à cet égard. La présence d'une petite quantité d'or suffit pour faire perdre à l'argent la propriété d'absorber ainsi l'oxygène à une température élevée. Chauffé avec du phosphore, l'argent présente le même phénomène qu'avec l'oxygène: par un refroidissement brusque, il abandonne le phosphore en répandant une très-belle gerbe de feu. Un alliage d'argent et de cuivre soumis au grillage éprouve une perte notable; car le cuivre entraîne, en s'oxydant, une certaine quantité d'argent. Le seul acide qui attaque et dissolve bien l'argent, même à froid, c'est l'acide azotique. L'acide sulfurique ne l'attaque qu'autant qu'il est concentré et bouillant: il y a alors dégagement d'acide sulfureux et formation de sulfate d'argent. L'acide chlorhydrique l'attaque très-peu, même à chaud. L'eau régale attaque très-bien l'argent, en le transformant en chlorure insoluble. — L'argent se dissout, à chaud, dans une dissolution de sulfate de fer au *minimum*: il s'y oxyde à la faveur de l'oxygène de l'air qu'absorbe le sel de fer; mais l'argent se précipite à mesure que la liqueur se refroidit.

L'argent se combine directement, à l'aide de la chaleur, avec le soufre, le sélénium, l'arsenic et le phosphore. Le chlore, le brome, l'iode et le fluor, attaquent l'argent par voie directe, soit à chaud, soit à froid.

L'argent s'allie avec presque tous les métaux, à l'exception du fer et du cobalt.

L'argent est abondamment répandu dans la nature. Il se rencontre quelquefois à l'état natif; mais le plus souvent on le trouve minéralisé par le soufre ou par le sélénium. Il accompagne un grand nombre de minéraux, tels que les pyrites arsénicales, la galène, le cuivre pyriteux, la blende, le sulfure d'antimoine, le mispikel, etc. Les minerais d'argent appartiennent aux terrains primitifs ou aux terrains de transition. On en trouve également dans les terrains secondaires; car les minerais terreux que l'on exploite au Pérou, sous le nom de *pacos*, ont leur gisement dans des bancs calcaires.

L'argent s'extrait facilement du sulfure double d'argent et de plomb. A cet effet, on soumet d'abord le minéral au grillage, et on le traite comme s'il s'agissait d'en extraire le plomb. On calcine ensuite le plomb argentifère dans d'immenses coupelles faites avec des cendres mouillées. Le plomb s'oxyde et s'écoule vers les bords de la coupelle. Il reste au fond de la coupelle un culot d'argent renfermant

une certaine quantité de plomb. On enlève celui-ci par une nouvelle coupellation, en se servant de coupelles faites avec des os calcinés et pulvérisés. On reconnaît que l'opération est terminée lorsque la surface de la masse est bien unie, étincelante, et qu'elle présente les phénomènes connus sous les noms d'*iris* et d'*éclair*.

Les sulfures multiples (*fahlerze*) (qui ne contiennent pas de plomb) ne sont pas assez riches pour être traités avec avantage par la coupellation, comme le sulfure de plomb argentifère. On se sert alors du procédé connu sous le nom d'*amalgamation*. A cet effet, on grille le minerai à une température modérée, après l'avoir mêlé avec le dixième de son poids de sel marin : le fer et le cuivre, qui s'y trouvent, se changent en sulfates ou en oxydes (si la température est très élevée), tandis que l'argent se transforme en chlorure. Après ce grillage, on réduit la masse en poudre fine, et on l'agite pendant 16 à 18 heures avec 30 parties de mercure, 50 parties d'eau et 6 parties de fer, dans des tonneaux. Par cette action, les sulfates se dissolvent ainsi que le fer, qui se change en chlorure en s'emparant du chlore du chlorure d'argent; l'argent, mis en liberté, s'amalgame avec le mercure. Enfin cet amalgame est soumis à de fortes pressions et à une température suffisamment élevée, afin d'en séparer tout le mercure et d'obtenir l'argent métallique.

Les minerais traités par *amalgamation* sont, en général, peu abondants; c'est à peine si la quantité d'argent qu'on en retire compense la quantité de mercure qu'on perd, y compris le combustible, le temps et la main d'œuvre. La mine de Freyberg, où on emploie le procédé que nous venons d'indiquer, ne donne guère que 100 grammes d'argent pour 60 kilogrammes de minerai. Dans ces cas, on mélange ordinairement les minerais pauvres avec les minerais plus riches.

L'argent obtenu par l'un ou par l'autre procédé n'est jamais pur. Il contient toujours des traces de métaux étrangers, le plus souvent du cuivre et du plomb. Voici le procédé indiqué par M. Gay-Lussac, pour obtenir de l'argent chimiquement pur (au titre de $\frac{20000}{100000}$). On fait un mélange de 100 parties de chlorure d'argent sec (1 équivalent), de 4, 2 p. de charbon (1 équiv.) de 70, 4 p. de craie (2 équiv.). On chauffe d'abord ce mélange à une chaleur modérée. Lorsque l'effervescence (due au dégagement d'acide carbonique) a cessé, on porte la chaleur jusqu'au rouge blanc; l'argent entre en fusion, et se sépare sous forme de enlôt parfaitement pur.

M. Becquerel a entrepris une série de travaux sur l'application des forces électro-chimiques à l'extraction de l'argent, du cuivre et du plomb, sans l'intermédiaire du mercure. Les recherches de ce savant ont surtout porté sur la séparation de l'argent du plomb dans la galène :

« L'opération, dit l'auteur, est tellement rapide, que 2 kilog. d'argent peuvent être aujourd'hui retirés à l'état métallique d'un minerai d'argent, dans l'espace de six heures. »

Composés oxygénés. L'argent a, comme tous les métaux nobles, très-peu d'affinité pour l'oxygène. On ne connaît qu'un oxyde d'argent rigoureusement défini; l'existence d'un peroxyde d'argent à proportions définies, obtenu par Ritter sous forme de longues aiguilles, en décomposant, par la pile, une dissolution étendue d'azotate d'argent, est au moins douteuse.

Oxyde. Il est pulvérulent et de couleur olive foncée. Il est un peu soluble dans l'eau, sa dissolution a une réaction légèrement alcaline. L'oxyde d'argent est une base puissante; il se rapproche, sous ce rapport, des alcalis et du protoxyde de plomb. Il est fusible, et attaque, comme la litharge, les silicates et les vases de grès. La simple chaleur suffit pour le réduire. Déjà la lumière du soleil le noieit, et le change en partie en argent métallique avec dégagement d'oxygène, ce qui prouve que l'oxyde d'argent est peu stable à l'état isolé. Il est très-soluble dans l'acide azotique et dans l'ammoniaque. Sa dissolution ammoniacale, abandonnée pendant plusieurs mois à elle-même, laisse déposer de l'argent métallique, avec dégagement d'une certaine quantité d'azote provenant de la décomposition de l'ammoniaque. L'acide chlorhydrique décompose l'oxyde d'argent, et le transforme partiellement en chlorure d'argent insoluble. L'oxyde d'argent se combine avec plusieurs oxydes métalliques, tels que les oxydes de cuivre, de fer, de manganèse; il devient alors très-stable et cesse d'être complètement réductible par la chaleur.

Composition : Ag O =	1549,66	(Ag)
	100	(O)
	1449,66 = 1 équiv. d'ox. d'argent.	

On le prépare en précipitant l'azotate d'argent par la potasse ou la soude. On dessèche le précipité avec beaucoup de précaution, au-dessous de la chaleur rouge.

Composés chlorés. Comme tous les métaux nobles, l'argent a beaucoup d'affinité pour le chlore. Il forme avec ce gaz un chlorure correspondant à l'oxyde.

Chlorure. Obtenu par voie de précipitation, il est blanc, cailléboté et très-lourd. Quand on agite, pendant quelques minutes, le vase contenant le précipité de chlorure d'argent, il se forme bientôt, pendant le repos, deux couches bien distinctes, dont l'inférieure est formée par tout le chlorure d'argent qui s'y trouve, et que l'on peut ainsi séparer sans avoir recours au filtre (Gay-Lussac). Cette circonstance a été mise à profit dans les essais des monnaies d'argent par *voie humide*. Le chlorure d'argent, exposé à la lumière directe ou diffuse du soleil, bleuit, devient violet et même noir. La présence

d'une très-petite quantité de chlorure de mercure s'oppose à la production de ce phénomène. Le chlorure d'argent est le plus insoluble de tous les composés métalliques ; il faut peut-être plus de cent millions de parties d'eau pour en dissoudre une partie (Gay-Lussac). Cette circonstance est éminemment précieuse dans les analyses, en ce qu'elle permet de doser l'argent, à l'état de chlorure, avec une très-grande exactitude. Exposé à une température élevée, le chlorure d'argent fond avant la chaleur rouge, et donne, par le refroidissement, une masse demi-transparente, perlée et flexible comme de la corne, ce qui lui a valu le nom d'*argent corné*. La chaleur blanche ne l'altère point, il ne se décompose même pas lorsqu'on le calcine avec du charbon ; mais il est facilement réduit par un courant d'hydrogène, ainsi que par toutes les substances organiques hydrogénées : il y a formation d'acide chlorhydrique. Il se réduit encore très-facilement quand on le chauffe avec de la chaux ou de la potasse ; c'est par ce moyen qu'on peut préparer de l'argent chimiquement pur. Presque tous les métaux, et particulièrement le cuivre, le fer et le zinc, peuvent servir à réduire le chlorure d'argent.

Le fer et le cuivre le réduisent à sec et à la température ordinaire. La réduction est beaucoup plus prompte lorsqu'on le mouille avec une dissolution de sel marin. Si l'argent est allié avec un métal étranger, la lame de cuivre ou de fer ne précipitera d'abord que l'argent parfaitement pur, et sans aucun mélange de métal étranger. Le chlorure d'argent est insoluble dans les acides azotique, chlorhydrique et sulfurique. Il est insoluble dans les alcalis fixes et très-soluble dans l'ammoniaque. Sa dissolution ammoniacale, exposée à l'air, laisse déposer, à la longue, de petits cristaux cubiques de chlorure d'argent, à mesure que l'ammoniaque s'évapore ; à la température de l'ébullition, elle laisse déposer un produit fulminant. Le chlorure d'argent est très-fusible avec la litharge, la galène, et avec beaucoup d'autres sulfures.

Les chlorures alcalins dissolvent, à chaud, une certaine quantité de chlorure d'argent, et donnent, par le refroidissement, des composés cristallins. Le chlorure d'argent, récemment préparé par la voie humide, se dissout dans tous les hyposulfites solubles.

On peut employer le chlorure d'argent pour argenter certains métaux. Avec 5 parties de ce chlorure, 5 p. de potasse ordinaire, 1 p. de craie et 1 p. de sel marin, on fait une poudre propre à argenter le cuivre et le laiton. On frotte le métal avec le doigt ou avec un bouchon de liège. L'opération se fait à froid.

Formule : Ag Cl .

Le meilleur moyen de préparer le chlorure d'argent consiste à précipiter l'azotate d'argent par une dissolution de sel marin.

Bromure. Il est tout à fait analogue au chlorure. Comme celui-ci, il noircit à la lu-

mière, il est insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique ; cependant il est un peu moins soluble dans l'ammoniaque que le chlorure.

Iodure. Il est analogue au précédent. Il est insoluble dans l'eau, et exige 200 fois son poids d'ammoniaque pour se dissoudre. Il noircit également au contact de la lumière. C'est l'iodure d'argent qu'on emploie dans le procédé photographique de M. Daguerre. Le chlorure et le bromure peuvent, jusqu'à un certain point, remplacer l'iodure.

Fluorure. Il est déliquescent et soluble dans l'eau.

Composés sulfurés. Le soufre se combine très-facilement avec l'argent : la vaisselle d'argent noircit au contact de l'hydrogène sulfuré, ou de toutes les substances qui, comme les œufs, les choux, les cheveux, contiennent du soufre.

Sulfure. Il est d'un gris noirâtre et très-fusible. Chauffé au contact de l'air, il se réduit en argent métallique avec dégagement d'acide sulfuré. Beaucoup de métaux le réduisent à l'aide de la chaleur ; le mercure le réduit par trituration à la température ordinaire. Fondu, il s'unit avec l'argent en toutes proportions.

Composition : Ag S , analogue à celle de l'oxyde (AgO).

On peut l'obtenir en combinant directement, à l'aide de la chaleur, le soufre avec l'argent.

Selénure. Il est d'un gris blanc, fusible, et du reste entièrement semblable au sulfure.

Le phosphore peut se combiner directement avec l'argent, à l'aide de la chaleur ; mais à mesure que la température s'abaisse, l'argent abandonne presque la totalité du phosphore.

Arsénure. Il est d'un gris foncé, et prend, par le frottement, l'éclat de l'argent. Il est très-fusible et stable. On l'obtient en faisant fondre un mélange d'argent réduit en poudre, d'acide arsénieux et de flux noir.

Sels d'argent, caractères généraux. Ils sont incolores lorsque l'acide est lui-même incolore. Ils sont en général parfaitement neutres ; leur saveur est astringente et métallique. La lumière les noircit en les réduisant en partie.

1° Les alcalis y produisent un précipité brun olivâtre (oxyde), soluble dans l'ammoniaque.

2° Le cyanoferrure les précipite en blanc (1 équivalent de cyanure de fer + 2 équiv. de cyanure d'argent).

3° L'acide chlorhydrique et les chlorures solubles y forment un précipité blanc, caillé-botté, insoluble dans l'eau et dans les acides (l'acide chlorhydrique très-concentré en dissout une petite quantité), et éminemment soluble dans l'ammoniaque. Le précipité exposé à la lumière devient d'un violet foncé. L'hyposulfite d'argent seul n'est pas précipité par le chlorure de sodium, car l'hyposulfite de soude qui se forme dissout le chlorure d'argent.

4° Les arséniates alcalins les précipitent en brun chocolat, et les arsenites en jaune.

5° Les phosphates alcalins les précipitent en une serin, et les pyrophosphates en blanc;
6° Les chromates alcalins les précipitent en rouge intense.

Le fer, le cuivre, l'étain, le plomb, etc., précipitent l'argent de ses dissolutions. — Les principales espèces de sels d'argent sont :

Azotate. Il cristallise en lames minces, rhomboïdales, transparentes, complètement anhydres. Il est soluble dans son poids d'eau froide et dans une proportion moindre d'eau chaude. Il fond très-facilement, et se prend, par le refroidissement, en une masse cristalline à laquelle on a donné le nom de *Pierre infernale*. Dans cet état il est journellement employé comme caustique. Cet azotate d'argent, destiné aux usages de la médecine, est ordinairement noir, particulièrement à sa surface; ceci tient à ce qu'une partie de l'azotate a été réduite par le métal (fer) de la petite lingotière dans laquelle on coule la pierre infernale. La coloration grisâtre de la pierre infernale tient surtout à ce qu'on prépare celle-ci avec l'argent du commerce, qui n'est jamais pur et qui contient le plus ordinairement du cuivre. Pendant la fusion, l'azotate de cuivre se réduit en oxyde de cuivre d'un brun foncé, qui est entraîné par l'azotate d'argent fondu. Pour faire de la pierre infernale blanche et de bonne qualité, il faut chauffer l'azotate d'argent fait avec de l'argent ordinaire, puis le laisser refroidir lentement; de cette manière l'oxyde de cuivre gagne le fond du vase et s'y dépose. On reprend l'azotate d'argent qui se trouve au-dessus de l'oxyde de cuivre, et on le fait fondre et refroidir de nouveau. L'azotate d'argent déflagre sur les charbons ardents; mêlé avec du soufre et du phosphore, il détonne sous le choc du marteau. Lorsqu'on verse du protochlorure d'étain dans une dissolution étendue d'azotate d'argent, on obtient, après l'addition de quelques gouttes d'acide sulfurique affaibli, un précipité pourpre, mais qui n'a pas, comme le pourpre de Cassius, la propriété de colorer les verres. En précipitant l'azotate d'argent par l'eau de chaux, exempte de chlorure, on obtient un précipité brun qui, repris par l'ammoniaque, donne, après la dessiccation, une poudre fulminante (*Argent fulminant*).

L'azotate d'argent noircit à la lumière. Il tache la peau en violet foncé. Cette coloration ne disparaît qu'après la destruction complète de l'épiderme. Appliqué sur les étoffes de nature organique, il les noircit également. Cette propriété a été mise à profit pour teindre ou marquer le linge; la tache est ineffaçable. L'azotate d'argent se réduit, quand on le fait bouillir avec du charbon ou du phosphore.

Formule : AgO, NO^5 .

On le prépare en dissolvant l'argent par l'acide azotique, en évaporant et en reprenant l'azotate par l'eau bouillante; les cristaux se déposent par le refroidissement.

Sulfate. Il cristallise en prismes blancs et

brillants. Il est anhydre et soluble dans 100 parties d'eau. Il est très-soluble dans l'acide sulfurique concentré; c'est ce qui permet de séparer de l'argent des quantités d'or très-petites. Les anciennes monnaies d'argent, les monnaies de la république et de l'empire, contiennent environ un millième d'or. On ne connaissait alors aucun moyen propre à séparer complètement l'argent de l'or. On sait aujourd'hui qu'en attaquant l'alliage d'argent aurifère par l'acide sulfurique concentré en excès et à chaud, on dissout tout l'argent; lorsque la liqueur est très-étendue, le sulfate d'argent reste seul en dissolution, tandis que l'or se dépose.

Phosphate. Il est d'un beau jaune serin, noircissant promptement à la lumière. Il est insoluble dans l'eau, et soluble dans un excès de son propre acide. On l'obtient par voie de double décomposition.

Chlorate. Il cristallise en prismes carrés qui noircissent à la lumière. Il déflagre sur les charbons ardents et se transforme en chlorure. Il détonne facilement par le choc. La détonation est des plus terribles, lorsqu'on mêle préalablement le chlorate avec du soufre ou avec du phosphore.

L'iodate et le bromate d'argent sont à peu près analogues au chlorate.

ARGENT (Alliages). L'argent fournit de nombreux alliages. Le *chrôme*, le *fer* et le *cobalt* ne paraissent pas pouvoir s'allier avec l'argent; car lorsqu'on les chauffe avec ce métal, quelle qu'en soit la proportion, on obtient une masse hétérogène, dans laquelle l'argent se trouve disséminé sous forme de grenailles.

Le nickel a plus d'affinité pour l'argent que le cobalt. L'alliage composé de 0,863 d'argent et de 0,133 de nickel est d'un blanc grisâtre et très-magnétique. Le *zinc* donne des alliages d'un blanc bleuâtre, ductiles et malléables. Lorsqu'on les soumet à l'action de la chaleur, le zinc se volatilise, et entraîne avec lui une quantité très-notable d'argent.

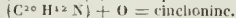
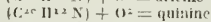
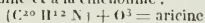
Les alliages de *platine* et d'argent sont moins blancs et moins ductibles que l'argent lui-même; l'acide azotique les attaque et dissout presque tout le platine en même temps que l'argent, tandis que cet acide n'attaque point le platine isolément.

Le *mercure* s'amalgame très-bien avec l'argent, mieux à chaud qu'à froid. Les amalgames qui contiennent un excès de mercure ont une consistance butyreuse; l'excès de mercure s'écoule quand on comprime ces amalgames dans une peau de chamois ou dans des vases de bois poreux. Lorsqu'on mêle ensemble dans un vase 5 p. d'une dissolution saturée d'azotate d'argent et 2 p. d'une dissolution saturée d'azotate de mercure, et que l'on place au fond du vase un amalgame fait avec 7 p. de mercure et 1 p. d'argent, on remarque qu'au bout de 2 à 3 jours, tout l'argent est précipité à l'état d'amalgame solide, composé de petits grains cristallins groupés en forme de ramifi-

cations. Les anciens connaissent cet amalgame sous le nom d'*arbre de Diane*. (Voyez ce mot.) Quant aux alliages de cuivre et d'argent, voyez MONNAIES.

ARGILE (*Terre argileuse*; *Terre glaise*). C'est de l'alumine impure, telle qu'on la rencontre dans la nature. L'argile est presque toujours mêlée de peroxyde de fer (Fe^2O_3), isomorphe avec l'alumine (Al^2O_3). Les Grecs et les Romains confondaient souvent l'argile avec la terre calcaire. L'argile est d'un grand usage dans l'art du potier, du faïencier, etc.

ARCIÈNE. Alcaloïde extrait du quinquina d'Arica en 1820, par Pelletier et Coriol. Il se prépare par le même procédé que la quinine et la cinchonine. L'arcine cristallise en aiguilles blanches et brillantes; elle est inaltérable à l'air, fusible et fixe. Sa saveur est un peu amère et âcre. Insoluble dans l'eau, l'arcine se dissout facilement dans l'alcool et dans l'éther; elle est colorée en vert foncé par l'acide nitrique. La quinine et la cinchonine ne présentent pas cette coloration. Les sels d'arcine, insolubles dans l'éther, sont très-solubles dans l'alcool et dans l'éther. Pelletier considère l'arcine comme le tritoxyle d'un radical commun à la quinine et à la cinchonine :



ARSÉNIATES. Les arsénites sont beaucoup plus stables que les arsénites. Cependant on les obtient rarement *neutres*. Les arsénites sont presque toujours basiques ou acides, ayant la même composition et souvent la même forme de cristallisation que les *phosphates*. Les arsénites alcalins sont seuls solubles dans l'eau. Comme les phosphates, les arsénites insolubles se dissolvent dans un excès d'acide (arsénites acides). Les acides ne les troublent pas, quelque concentrés que soient les dissolutions. L'acide sulfurique ne les précipite en jaune qu'après l'addition de quelques gouttes d'acide chlorhydrique.

Les arsénites alcalins précipitent les sels d'argent en *rouge brique* (arséniate d'argent). — Ils précipitent les sels de cuivre en *bleu* (arséniate de cuivre). Chauffés avec le charbon, ils se comportent comme les arsénites. La présence des matières organiques masque, pendant un temps plus ou moins long, l'action des réactifs sur les arsénites et les arsénates.

ARSENIC. L'arsenic est un corps solide, d'un gris d'acier brillant, lorsqu'il est récemment préparé. Il est friable, à texture écailleuse et d'une densité de 3,7. Il est sans saveur, et développe, par le frottement, une légère odeur d'ail. L'arsenic se sublime rapidement sous l'influence de la chaleur, parce que la température de sa volatilisation diffère très-peu de la température de sa fusion. On ne liquéfie l'arsenic qu'en l'exposant à une chaleur rouge, en même temps qu'à une forte pression dans un vase bien fermé. L'arsenic se ternit à l'air, se recouvre d'une poussière grisâtre

qui n'est autre chose qu'un mélange d'acide arsénieux et d'arsenic. Dans certains points de sa surface, on remarque des taches blanchâtres, composées presque entièrement d'acide arsénieux. Mis en contact avec un corps en ignition, il brûle à l'air comme de l'amadou, en répandant une lumière bleuâtre, à peine visible pendant le jour, mais qui, dans l'obscurité, ressemble exactement à la lumière du phosphore. En brûlant ainsi, à 180° environ, il répand une odeur particulière, rappelant celle de l'ail ou du phosphore. Cette odeur se développe (comme l'odeur de beaucoup d'autres substances) au moment même du passage de l'arsenic à l'état d'acide arsénieux, ou, *vice versa*, au moment du passage de l'acide arsénieux à l'état d'arsenic. De cette manière, l'odeur alliée de l'arsenic n'appartient ni à l'arsenic (en vapeur) ni à l'acide arsénieux; elle appartient à l'intervalle, pour ainsi dire insaisissable, qui constitue le passage d'un état à l'autre. Lorsqu'on tient au-dessus de l'arsenic chauffé une capsule de porcelaine ou tout autre corps solide, on remarque que les vapeurs qui se condensent le plus près de l'arsenic forment une couche miroitante d'un gris plus ou moins foncé (arsenic métallique), tandis qu'à une plus grande distance, cette couche est blanche (acide arsénieux).

Etat. L'arsenic accompagne, avec le soufre et le sélénium, un grand nombre de métaux, tels que le fer, le cuivre, le plomb, le cobalt, le nickel et l'antimoine (arseniures). On rencontre l'arsenic à l'état d'arséniate de chaux dans beaucoup d'endroits où se trouve le phosphate de chaux, isomorphe avec l'arséniate.

Lorsqu'on calcine à l'air un arseniure de cobalt ou de fer, on obtient un dégagement d'acide arsénieux, et celui-ci, engagé dans une base et chauffé avec du charbon, donne de l'arsenic qui vient se condenser dans des récipients froids.

Arseniures (alliages). L'arsenic, comme l'antimoine, rend les métaux très-cassants. Il suffit pour cela d'une très-petite quantité d'arsenic. Avec le cuivre, il donne un arseniure blanc, connu autrefois sous le nom de *cuivre blanc*. On emploie un arseniure de plomb, contenant très-peu d'arsenic, pour couler les dragées de plomb. Quelques-uns de ces arseniures métalliques peuvent se combiner avec les arseniures alcalins, pour former des arseniures doubles (*arsénio-sels*). Soumis au grillage les arseniures exhalent une odeur d'ail; il s'en dégage de l'acide arsénieux qui se dépose, sous forme de cristaux blancs, sur les corps froids, et il se produit des sous-arsénites. L'acide azotique concentré et bouillant change, si l'acide est en excès, les arseniures en arsénites; et les change en arsénites, si l'acide n'est pas en excès.

Formule de l'arsenic = As ou As² (atomes) = 956,80.

Composés oxygénés de l'arsenic : Acide

ARSÉNIEUX, acide ARSÉNIQUE (*Voyez ces mots*).

Composés sulfurés de l'arsenic. Les sulfures correspondant aux deux degrés d'oxydation de l'arsenic sont :

1° *Le sesquisulfure* (orpiment, auripigmentum). On le rencontre cristallisé en masses feuilletées, jaune, d'un éclat nacré, en Hongrie, en Transylvanie, en Valachie, et dans toutes les mines riches en arsenic. On le prépare en chauffant un mélange d'acide arsénieux et de soufre, au-dessous de la température de fusion de ces corps. Ainsi obtenu, il est d'un jaune orangé, d'un aspect de porcelaine, demi-transparent, non cristallisé, et presque toujours mêlé d'une certaine quantité d'acide arsénieux. Enfin on l'obtient par voie humide, en précipitant une dissolution d'acide arsénieux par l'hydrogène sulfuré. Il est vénéneux. Formule : As_2S_3 , analogue à l'acide arsénieux.

On emploie l'orpiment dans les manufactures de toiles peintes. Il entre dans la composition du collyre de Lanfranc.

2° *Sulfure correspondant à l'acide arsénique.* Il est pulvérulent, d'un jaune clair, fusible, volatil et très-soluble dans les sulfures alcalins, avec lesquels il forme des *sulfo-sels*, absolument comme l'acide arsénique produit des *oxy-sels* avec les *oxy-bases*.

Composition : As_2S_5 , analogue à l'acide arsénique. On l'obtient en précipitant une dissolution d'acide arsénique par l'hydrogène sulfuré.

Outre ces sulfures, on connaît :

Le protosulfure (réalgar, arsenic rouge, soufre de rubis). On le trouve en cristaux demi-transparents, couleur d'aurora, en Chine, au Japon, en Bohême, dans des produits volcaniques, etc. Il est fusible et volatil. Après avoir été fondu, il se prend, par le refroidissement, en une masse vitreuse, transparente, et à cassure conchoïde. On le prépare en distillant un mélange d'acide arsénieux et de soufre. Formule : As_2S_3 .

Mêlé avec trois fois et demi son poids de fleurs de soufre, et 12 parties de salpêtre, il sert à produire les *feux blancs*.

Hexa-sulfure. Ce sulfure s'obtient en traitant le réalgar par la potasse caustique. Dans cette action, la potasse s'empare d'une partie de l'arsenic qu'elle dissout, tandis que l'autre partie se combine avec l'excès de soufre. Il est de couleur noirâtre, d'un éclat métallique, et, soumis à la distillation, il donne d'abord du réalgar, puis de l'arsenic. Formule : As_6S_6 .

Ennea sulfure. Ce sulfure est de couleur noire comme le précédent. Formule : As_9S_9 .

Le soufre paraît être susceptible de se combiner en toutes proportions avec l'arsenic. Les sulfures d'arsenic se combinent, à leur tour, avec un grand nombre de sulfures métalliques, tels que les sulfures de cuivre, de plomb, d'antimoine, de cobalt, etc. Il n'est donc pas étonnant qu'on rencontre l'arsenic dans beaucoup de produits chimiques impurs

Composés chlorés. Le chlore gazeux se combine directement avec l'arsenic en poudre, pour produire un chlorure d'arsenic. L'action est accompagnée de chaleur et de lumière.

Chlorure (Beurre d'arsenic). Il se présente sous forme de fumée blanche, qui se condense en un liquide incolore, d'une densité de 6,500 et se congèle à 20°. Dans l'eau il se décompose en acide chlorhydrique et en acide arsénieux qui se précipite d'abord, mais qui finit bientôt par se dissoudre dans l'eau, ainsi chargée d'acide chlorhydrique.

Formule : $AsCl_{3/2}$, ou As_2Cl_3 , analogue à l'acide arsénieux. Si le chlore prédomine, on aura un chlorure (*chloride*) très-volatil, qui, par sa composition ($AsCl_3$), correspond à l'acide arsénique.

Le brome se comporte comme le chlore.

Le fluor et l'iode donnent naissance à des composés analogues à ceux que produit le chlore.

Hydrogène arsenié (Hydruure d'arsenic, arseniure d'hydrogène). L'hydrogène forme avec l'arsenic un composé gazeux acide, insoluble et inflammable. Ce composé brûle à l'air avec une flamme jaune en se transformant en eau, et en un mélange grisâtre d'arsenic et d'acide arsénieux, qui se dépose sur les objets froids. L'hydrogène arsenié est d'une odeur nauséabonde rappelant l'odeur du phosphore. Sa densité est 2,6 à l'état de pureté. Il est d'une densité moindre, lorsqu'il est mêlé d'hydrogène ce qui arrive presque toujours. Il a beaucoup de ressemblance avec l'hydrogène antimoné. A une température basse, l'hydrogène arsenié prend l'état liquide. En traversant un tube incandescant, il se décompose en hydrogène et en arsenic. C'est un gaz extrêmement vénéneux. Respiré, même en petite quantité, il produit une assez vive constriction à la gorge et une constipation opiniâtre du bas-ventre.

Composition : 100 parties d'hydrogène arsenié se composent de 2 p. d'hydrogène et de 98 p. d'arsenic. Sa formule est AsH_3 , analogue à celle de l'acide arsénieux (AsO_3).

On prépare l'hydrogène arsenié en traitant une combinaison d'arsenic et de zinc par l'acide sulfurique étendu d'eau. L'appareil dans lequel on le prépare porte le nom d'appareil de Marsh. Cet appareil, au fond, n'est autre chose qu'un flacon auquel s'adapte un tube effilé, par lequel s'échappe le gaz hydrogène arsenié. Lorsqu'on allume ce gaz et qu'on présente à une distance convenable de la flamme une capsule de porcelaine, on obtient des taches brunes, miroitantes, non volatiles à froid, solubles dans l'acide nitrique, et colorant (ainsi dissoutes) le nitrate d'argent en rouge brique (arséniate d'argent). C'est à l'aide de la flamme du gaz hydrogène arsenié, qu'on est parvenu à constater dans les cadavres les moindres traces d'arsenic, cause d'un empoisonnement.

ARSÉNIEUX (Acide). L'acide arsénieux (*Oxyde d'arsenic, Arsenic blanc, Mort aux*

rats) se vend dans le commerce sous le nom d'arsenic. On l'obtient en grand, par le grillage des arseniures, dans les fabriques de verres blancs de cubalt; les vapeurs blanches d'acide arsenieux, qui se dégagent, viennent se condenser dans de longs tuyaux de cheminée, appelés en allemand *Giftfange*. On l'obtient encore en grillant directement l'arsenic au contact de l'air. Dans l'un comme dans l'autre cas, l'acide arsenieux a l'aspect d'une poudre blanche, semblable à de la farine. Exposé à la chaleur rouge dans des vases clos, l'acide arsenieux en poudre se sublime et se condense à la partie supérieure des vases, sous forme d'une masse vitreuse, transparente, jaunâtre, d'une densité = 5,75. Il perd bientôt sa transparence, et devient opaque, d'un blanc laiteux, en même temps qu'il diminue de densité; car, de 5,75, cette densité est réduite à 5,69, sans qu'il ait pour cela changé de composition. L'acide arsenieux est dimorphe. Il cristallise en tétraèdres [par voie sèche], et en octaèdres [par voie humide]. L'acide arsenieux est assez peu soluble dans l'eau à la température ordinaire: 100 parties d'eau en dissolvent 1 p. à froid, et 10 p. à chaud. L'addition d'un acide, comme l'acide chlorhydrique, augmente sa solubilité dans l'eau. Une dissolution saturée et bouillante d'acide arsenieux fondu et transparent, laisse, par le refroidissement, déposer des cristaux, dont chacun est accompagné d'un jet de lumière assez intense (dans l'obscurité) pour pouvoir lire l'heure d'une montre. Les cristaux ainsi formés étant redissous, ne produisent plus ce phénomène lumineux. — La dissolution aqueuse d'acide arsenieux a une saveur astringente, métallique, d'un arrière-goût douceâtre. Elle rougit faiblement la teinture de tournesol. — L'acide arsenieux, exposé à la chaleur, se volatilise sans passer par l'état liquide intermédiaire. Les vapeurs d'acide arsenieux ont une odeur alliée plus ou moins forte, ce qui tient, non pas, comme on le prétend, à la présence de quelques parcelles d'arsenic non oxydées, mais à ce que l'acide arsenieux se réduit en partie en rencontrant dans l'air des molécules de substances organiques. — Comme l'acide arsenieux prend naissance à une température élevée, il est indécomposable à cette même température. C'est donc un composé stable. Cependant lorsqu'on conserve cet acide pulvérisé, enveloppé dans du papier, on remarque sur ce papier, au bout d'un certain temps, des taches brunâtres, provenant de quelques parcelles d'acide arsenieux réduit. Ainsi, de même que l'arsenic s'oxyde à la longue dans l'air humide, de même aussi, par un effet inverse, l'arsenic oxydé se desoxyde au contact d'une substance réductrice (riche en carbone), par l'effet du temps et sous l'influence de l'air humide. En chauffant, avec du charbon très-divisé: de l'acide arsenieux en poudre dans un petit tube de verre, on voit l'arsenic se déposer sous forme de couches noires sur les parois du tube, en même temps

qu'on sent l'odeur d'ail caractéristique. Mais pour que tout l'acide arsenieux soit décomposé par le charbon, il faut retarder la volatilité du premier en l'engageant dans de la potasse ou de la soude, absolument de la même manière qu'on fixe l'acide phosphorique dans une base, afin d'en retirer le phosphore par la calcination avec le charbon. L'acide arsenieux est très-soluble dans l'acide chlorhydrique. L'eau de chaux est troublée par l'acide arsenieux; le précipité blanc d'arsénite de chaux est soluble sans effervescence dans les acides azotique et chlorhydrique.

L'acide sulfhydrique ne produit pas d'abord de précipité dans une dissolution simplement aqueuse d'acide arsenieux. Le précipité *jaune* (orpiment) ne se forme qu'au bout de plusieurs heures ou même de plusieurs jours. Une ébullition prolongée le fait naître beaucoup plus tôt. Mais, en ajoutant à la dissolution aqueuse quelques gouttes d'acide chlorhydrique, le précipité jaune de sulfure d'arsenic se forme sur-le-champ. Ce précipité est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'ammoniaque. L'acide arsenieux ne produit point de précipité dans une dissolution d'azotate d'argent neutre; il faut y ajouter préalablement de la potasse, pour obtenir le précipité rougeâtre d'arsénite d'argent. Uni à la potasse, l'acide arsenieux donne avec les sels de cuivre un précipité vert, connu sous le nom de *vert de Schéele*. Au contact du chlore humide il se convertit en acide arsénique, par suite de la décomposition de l'eau, qui cède son oxygène à l'acide arsenieux et son hydrogène au chlore. — L'acide arsenieux est un acide faible qui neutralise mal les bases. — Formule: $AsO_3 = 1$ équiv. d'acide arsenieux. $\frac{958,80}{500} (As)$

$$\frac{1252,80}{500} AsO_3$$

Cet acide donne souvent lieu à des accidents d'empoisonnement. Uni à l'oxyde de cuivre (vert de Schéele), il est employé en peinture.

ARSÉNIOWINIQUE (Acide). Suivant Berzel, l'acide arsénique concentré, chauffé avec l'alcool, donne un acide composé de 1 équivalent d'éther et de 1 équivalent d'eau, remplaçable par un oxyde métallique. C'est l'acide arséniovinique ou l'arséniate d'éther, ayant pour formule: $As_2O_5, C_4H_5O + H_2O$.

ARSÉNIQUE (Acide). Cet acide diffère de l'acide arsenieux, d'abord parce qu'il est très-soluble dans l'eau, et ensuite parce qu'il rougit assez fortement la teinture de tournesol. Il est composé de six parties d'eau froide et deux parties d'eau chaude pour dissoudre une partie d'acide arsenique. Sa densité est = 3,4. A la température rouge sombre, il fond en une masse vitreuse, qui a beaucoup de ressemblance avec l'acide phosphorique fondu. En dépassant un peu les limites de cette température, il ne se volatilise pas, mais il se décompose (à la chaleur rouge) en oxygène et en acide arsenieux. Chauffé avec du charbon en poudre, il se

décompose comme l'acide arsenieux ; les hydracides n'ont pas d'action sur lui à froid. L'acide sulfhydrique n'y produit de précipité qu'au bout de 15 à 20 heures. L'addition d'une petite quantité d'acide chlorhydrique rend cette précipitation instantanée. L'acide arsénieux étant beaucoup plus soluble que l'acide arsenieux, paraît être plus vénéneux que ce dernier. Il neutralise bien les bases. Formule : $As O^5$, analogue à l'acide phosphorique ($Ph O^5$). — On le prépare, soit en traitant une dissolution d'acide arsenieux avec 12 parties d'acide azotique et une partie d'acide chlorhydrique, et en évaporant, pour chasser l'excès de ces acides.

ARSÉNITES. Ce sont des combinaisons peu stables : l'acide arsenieux y est faiblement uni à la base. Les arsénites sont généralement insolubles dans l'eau ; ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque sont seuls assez solubles. Les acides les décomposent et en précipitent l'acide arsenieux, si les dissolutions sont très-concentrées.

L'acide sulfhydrique ne les précipite en jaune qu'autant que la liqueur a été préalablement acidulée. — Les arsénites alcalins précipitent l'azotate d'argent en rouge pâle (arsénite d'argent). — Ils précipitent les sels de cuivre en vert (vert de Schéele, arsénite de cuivre). — Chauffés avec du charbon, ils donnent de l'arsenic qui répand une odeur d'ail. Le résidu c'est la calcination est un oxyde, si la base est irréductible par le charbon (arsénite alcalin), ou un sous-arsénure, si la base est réductible (arsénites métalliques).

ART SACRÉ. On peut attribuer aux prêtres de l'Égypte, aux initiés de Thèbes et de Memphis, la connaissance de l'art sacré. C'est dans les temples que les prêtres pratiquaient l'art sacré, c'est là qu'ils avaient établi leurs laboratoires. — Autant le domaine des faits bien appréciés est restreint, autant le champ de l'imagination est vaste et illimité. Les anciens, dans l'établissement de leurs croyances cosmogoniques et symboliques, étaient partis de quelques faits réels, naturels ; mais bientôt ce petit nombre de faits fut enveloppé de tous les nuages des doctrines spéculatives et mystiques. Le laboratoire du temple avait fourni le fait, l'imagination du prêtre la théorie. Voilà, selon moi, en partie la source véritable de toute la sagesse hiéroglyphique des prêtres de l'Égypte. — Le chimiste agrège et désagrège, combine et décompose la matière sur laquelle il opère. L'initié de l'art sacré était persuadé de pouvoir faire en petit ce que le Démonstrateur ou le Dieu créateur avait fait en grand. Et aux yeux du vulgaire le prêtre n'était pas seulement le représentant, mais en quelque sorte un abrégé de la Divinité. L'opinion que je viens d'émettre sera, j'ose l'espérer, confirmée par les documents que je fournirai à son appui. — Dans l'antiquité et même au moyen âge, toutes les connaissances étaient réunies et confondues ensemble sous la dénomination générale de philosophie. Mais ce qui était fa-

cile il y a trois mille ans serait aujourd'hui presque impossible.

Effaçons un instant de notre mémoire toutes les découvertes faites pendant le laps de temps qui nous sépare du règne de Constantin ou de Théodose le Grand ; transportons-nous un moment par la pensée dans le laboratoire de Zosime, ou d'un des grands maîtres de l'art sacré ; assistons en initiés à quelques-unes des opérations de l'art sacré. — 1° On chauffe de l'eau ordinaire dans un vase ouvert. L'eau bout, elle se réduit en un corps aëriiforme (vapeur), et laisse au fond du vase une terre pulvérulente, blanche. Conclusion : L'eau se change en eau et en terre. Supposez que nous n'eussions aucune idée de l'existence des matières que l'eau tient en dissolution, et qui, après la vaporisation, se déposent au fond du vase : qu'aurions-nous à objecter contre cette conclusion, qui a certainement prêté son appui à la fameuse théorie de la transmutation des éléments ? — Il ne manquait plus que le feu pour que la transmutation fût complète. — 2° On porte un fer rougi au feu sous une cloche maintenue sur une cuvette pleine d'eau : le volume d'eau diminue ; une bougie portée sous la cloche allume aussitôt l'air qui s'y trouve. — Conclusion : L'eau se change en feu. Cette conclusion était toute naturelle à une époque où l'on ne savait pas encore que l'eau se compose de deux corps aëriiformes (oxygène et hydrogène) ; que l'un (oxygène) est absorbé par le fer, et que l'autre (hydrogène) s'échappe sous la cloche en prenant la place de l'air atmosphérique qui s'y trouve, et que c'est l'hydrogène qui s'allume au contact d'une flamme. — 2° On brûle (calcine) du plomb ou tout autre métal (excepté l'or et l'argent) au contact de l'air ; il perd aussitôt ses propriétés primitives, et se transforme en une substance pulvérulente, en une espèce de cendre ou de chaux. En reprenant ces cendres, qui sont le résultat *de la mort du métal*, et en les chauffant dans un creuset avec des grains de ferroment, on voit bientôt le métal renaître de ses cendres, et reprendre sa forme et ses propriétés premières. — Conclusion : le métal que le feu détruit, est *revivifié* par les grains de ferroment et par l'action de la chaleur. — N'est-ce pas là opérer le miracle de la résurrection sur une petite échelle ? Il n'y avait rien à objecter contre cette conclusion, puisqu'on ignorait complètement le phénomène de l'oxydation et la réduction des oxydes au moyen du charbon ou d'un corps organique riche en carbone, tel que le sucre, la farine, les semences, etc. Les grains de ferroment étaient le symbole de la vie, et, par extension, le symbole de la résurrection et de la vie éternelle, non pas tant parce qu'ils servaient de principale nourriture à l'homme, mais plutôt parce qu'ils étaient employés pour ressusciter et revivifier les métaux morts ou réduits en cendres. — 3° On calcine du plomb argentifère dans des coupelles faites avec des cendres ou des os

pulvérisés. Le plomb se réduit en cendre, il disparaît dans la substance de la coupelle; et, à la fin de l'opération, il reste au fond de la coupelle un bouton d'argent pur. Le plomb ayant disparu sans que l'opérateur sût pourquoi ni comment, quoi de plus naturel que de conclure qu'il s'était transformé en argent? — Cette opération n'a certainement pas peu contribué à faire accréditer une opinion ancienne, que le plomb peut se transformer en argent. — Les phénomènes si remarquables de l'*iris* et de l'*ectair*, que présente l'argent soumis à la coupellation, devaient aussi singulièrement occuper l'imagination de l'artiste sacré. — 4° On verse un acide fort sur du cuivre: le métal est attaqué, et finit, au bout de quelques temps, par disparaître, en donnant naissance à une liqueur verte, aussi transparente que l'eau pure. En plongeant dans cette liqueur une lamelle de fer, on observe que le cuivre reparait avec son aspect ordinaire, en même temps que le fer se dissout à son tour. — Quoi de plus simple que de conclure que le fer s'est transformé en cuivre? — Si, à la place de la dissolution de cuivre, on avait employé une dissolution de plomb, d'argent ou d'or, on aurait dit que le fer s'est transformé en plomb, en argent ou en or.

Ainsi, la fameuse théorie de la transmutation des métaux, adoptée par les alchimistes, est fondée sur quelques faits réels, mais non compris et mal interprétés. Au reste, cette théorie, considérée au point de vue de la science d'alors, n'était pas aussi irrationnelle qu'elle nous le paraît aujourd'hui. Le point de départ de tout raisonnement était l'observation et l'imitation de la nature. Les métaux étaient assimilés à de véritables êtres animés, ayant, comme les végétaux et les animaux, leur vie propre; car la division des corps en organiques et en inorganiques, division qui n'a aucune valeur philosophique, est d'une date assez récente. — Que voit-on dans la nature? des transformations. Les écrits des chimistes anciens sont pleins d'allusions mystiques et allégoriques sur la germination, sur la génération, sur la transformation de la graine en plante, des fleurs en fruits, etc. — Faut-il donc leur en vouloir d'avoir établi la théorie de la transmutation sur un simple phénomène d'échange ou de substitution qu'on explique à présent, mais qu'il était alors impossible de comprendre de la même manière qu'aujourd'hui?

Se moquer, comme on l'a fait, de la théorie de la transmutation, cela est non-seulement injuste, mais ridicule et absurde. Il est une considération qui devrait nous rendre extrêmement prudents et circonspects dans nos jugements. La voici: si nous sommes à même d'apprécier l'insuffisance ou la fausseté des doctrines de nos prédécesseurs, c'est grâce aux découvertes qui ont été faites pendant tout l'espace de temps qui nous en sépare. Et nous, ne faisons-nous pas tous les jours des théories auxquelles nous tenons probablement autant que les anciens

aux leurs? Et, à moins que le monde ne finisse demain, personne, j'espère, n'a la prétention de croire que nos contemporains aient donné le dernier mot de la science, et que ceux qui viendraient après nous n'auraient plus aucun fait à découvrir, aucune erreur à rectifier, aucune théorie à redresser.

Je reviens à ce que j'ai dit plus haut: si nous voulons juger nos prédécesseurs, il faut nous plaier à leur point de vue, et bien nous garder de les condamner en les jugeant à travers le prisme de nos connaissances actuelles. C'est avec ce principe qu'il faut aborder l'histoire des sciences, comme du reste l'histoire en général.

Ce que je viens de dire à propos de la théorie de la transmutation des métaux peut également s'appliquer à beaucoup d'autres théories qui avaient eu pour point de départ des faits réels, mais mal compris, faute d'autres découvertes qui restaient encore à faire, et qu'il était alors presque impossible de prévoir. — 5° Les vapeurs d'arsenic blanchissent le cuivre. Ce fait, connu depuis longtemps, avait donné naissance à une multitude d'allégories obscures, et d'énigmes mystiques sur le moyen de transformer le cuivre en argent. — Le soufre, qui attaque les métaux, qui les noie et les transforme en des produits ordinairement noirs, pulvérulents, était un corps tout aussi mystérieux que l'arsenic. C'est avec le soufre qu'on coagulait (solidifiait) le mercure. — 6° Lorsqu'on fait tomber le mercure en pluie fine en le pressant à travers une peau ou un linge serré sur du soufre fondu, on obtient une matière noire. Cette matière, chauffée dans des vaisseaux fermés, se volatilise sans s'altérer, et se transforme en une belle matière rouge. On croirait à peine que ces deux corps sont identiques, si l'on ne savait pas qu'ils sont constitués exactement des mêmes éléments, de la même quantité de soufre et de la même quantité de mercure. — Combien un phénomène si étrange, qui paraît à nous-même encore aujourd'hui inexplicable (car le mot *isomerie* n'explique rien), ne devait-il pas frapper l'imagination des chimistes anciens, déjà si accessibles à tout ce qui semblait merveilleux et surnaturel? — Le noir et le rouge ne sont rien moins que les symboles des ténèbres et de la lumière, du mauvais et du bon principe; et la réunion de ces deux principes représentait, dans l'ordre moral, l'Univers-Dieu, cette idée panthéistique, qui a sans doute beaucoup contribué à établir ce fameux principe adopté par les alchimistes, que tous *les corps, et principalement les métaux, ont pour éléments le soufre et le mercure.* — 7° Lorsqu'on analyse les substances organiques en les chauffant dans un appareil distillatoire, on obtient un résidu solide, des liquides qui passent à la distillation, et des esprits qui se dégagent. — Ces résultats venaient à l'appui de l'ancienne théorie, d'après laquelle *la terre, l'eau, l'air et le feu* formaient les quatre éle-

ments du monde. Le résidu solide (charbon) représentait la terre; les liquides de la distillation représentaient l'eau, et les esprits, l'air. Quant au feu, il était considéré, tantôt comme un moyen de purification, tantôt comme l'âme ou le lien invisible de tous les corps. — Les expériences et les opérations que je viens d'indiquer, et dont il serait inutile de multiplier le nombre, étaient connues depuis longtemps; les prêtres d'Isis et les initiés de l'art sacré devaient avoir journellement occasion de les exécuter dans les laboratoires de leurs temples. Mais gardons-nous bien de croire que les maîtres de l'art sacré aient exposé et décrit leurs expériences, comme le ferait un professeur de chimie de nos jours. Tout était enveloppé de mystères, et leur langage symbolique, qui avait probablement une grande analogie avec le langage hiéroglyphique, n'était compris que des initiés; car il était défendu, sous peine de mort, de révéler les mystères aux profanes.

ARTHANITINE. (Cyclamine.) Matière cristalline, blanche, découverte par Saladin dans la racine du *Cyclamen europæum*. Pour la préparer, on épuise l'extrait alcoolique de la racine fraîche d'abord par l'éther, puis par l'eau froide; le résidu insoluble, c'est l'arthanitine. Sa saveur est âcre et styptique. Très-peu soluble dans l'eau et dans l'éther, l'arthanitine se dissout facilement dans l'alcool. Elle s'altère à la température de l'eau bouillante; elle est colorée d'un beau violet par l'action de l'acide sulfurique concentré. Sa composition n'a pas encore été déterminée.

ASARINE. Matière cristalline, d'un blanc nacré, retirée de la distillation de la racine sèche du cabaret (*Asarum europæum*) avec 3 parties d'eau. Elle a une odeur et une saveur camphrée, fond dans l'eau bouillante, et peut se pétrir comme de la cire molle. Elle bout vers 250°. Ses vapeurs excitent la toux. Insoluble dans l'eau, elle se dissout facilement dans l'alcool. Sa composition a été représentée par la formule: $C^6 H^{11} O^2$ (Blanchet et Sell).

ASPARAGINE. (Synonymes: *Asparamide*, *Althéine*, *Agédoile*.) L'asparagine est une substance que l'on trouve dans les tiges d'asperge. On la rencontre aussi dans le bois de réglisse, la racine de guimauve, les pommes de terre, etc., et, suivant M. Bossignon, dans le suc de betterave. L'asparagine obtenue à l'état de pureté cristallise en prismes transparents, droits, rhomboïdaux, ou raccourcis et à six pans. Elle est inodore. Sa saveur est fraîche, un peu nauséabonde. Sa densité = 1,319. Elle est dure, friable et croquant sous la dent. Les cristaux chauffés deviennent opaques, et abandonnent une certaine quantité d'eau. L'asparagine est soluble dans 33 parties d'eau. Sa solubilité est plus grande à chaud. Elle est insoluble dans l'alcool absolu, l'éther et les huiles. — Soumise à l'action des alcalis et des acides, l'asparagine est décomposée à chaud, en ammoniaque et en acide aspartique. Les ferments

agissent sur elle de la même manière. Elle n'exerce pas de réaction sur les dissolutions salines. L'asparagine a été découverte en 1805 par Vauquelin et Robiquet. Ces chimistes l'obtinrent en faisant bouillir le suc des asperges, qui, convenablement concentré, laissait, par le refroidissement, déposer l'asparagine sous forme cristalline. On la représente, à l'état cristallisé, par la formule: $C^8 N^2 H^8 O^6 + 2 H O$.

ASPARTIQUE (Acide). Cet acide, également connu sous le nom d'acide *asparamique*, se produit par l'action de la potasse sur l'asparagine. L'aspartate de potasse traité, par l'acide chlorhydrique, donne, après l'évaporation, l'acide aspartique sous forme de lamelles blanches, micacées. Cet acide, insoluble dans l'alcool, se dissout dans 120 parties d'eau à 13°. Chauffé dans une solution de potasse très-concentrée, il se décompose en ammoniaque, et en un acide qui n'a pas encore été examiné. À l'état cristallisé, il renferme deux équivalents d'eau, remplaçables par des oxydes métalliques. Sa composition est représentée par la formule: $C^8 N H^5 O^6 + 2 H O$. On explique sa formation par l'élimination de 1 équivalent d'ammoniaque que perd l'asparagine. $C^8 N^2 H^{10} O^6 - NH^3 = C^8 N H^7 O^6$, (asparagine) (ammoniaque) (ac. aspartique).

ASPHALTE. (Bitume.) Substance, noire, résiniforme, friable, cassante comme la poix, et composée de quantités variables de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Son origine est obscure. Peut-être est-elle un produit de transformation des végétaux résineux antédiluviens. L'asphalte se rencontre quelquefois en couches puissantes dans certains terrains d'alluvion, comme à l'île de la Trinité, où il est répandu sur une surface considérable et forme ce qu'on appelle, dans le pays, le *lac de poix minérale*. Des masses prodigieuses d'asphalte émergent du fond de la mer Morte (*lac Asphaltite*), et constituent, depuis la plus haute antiquité, une branche de commerce considérable. Les anciens Égyptiens employaient annuellement des masses énormes d'asphalte pour l'embaumement de leurs morts. La densité de l'asphalte varie de 1,07 à 1,2. L'asphalte fond à 100°, et brûle avec une flamme éclairante, très-fuligineuse. Soumis à la distillation, il donne une huile bitumineuse particulière, des gaz combustibles, des traces d'hydrogène sulfuré et d'ammoniaque. L'asphalte entre dans la composition des ciment hydrauliques et dans celle du vernis noir, avec lequel on recouvre les objets de tôle. Les vernis d'asphalte garantissent les bois contre l'action destructive de l'air et de l'humidité. Depuis environ trente ans, on exploite en France les mines d'asphalte, découvertes dans les départements de l'Ain, du Bas-Rhin et du Rhône. Avec un mélange d'asphalte pur et de sable on fabrique un mastique pour faire des dallages en mosaïque d'un très-bel effet. Ces dallages ne sont pas aussi solides qu'on l'avait

d'abord eru; car ils s'usent à la longue, par l'action combinée des pluies et des fortes chaleurs d'été.

ASPIRATION. Action par laquelle un liquide ou un gaz est attiré dans une capacité où se fait le vide. C'est ce qui arrive dans les *pompes aspirantes*, les *pompes à air*. En chimie, on appelle *tubes aspirateurs*, ou tubes de sûreté, des tiges creuses en verre qui établissent une communication avec l'air extérieur, et préviennent ainsi l'explosion des vases où se produit le vide, par la condensation subite de la vapeur.

ASTRONOMIE (de ἄστρον, astre, et νόμος, loi). Sciences des astres. C'est de toutes les sciences la plus ancienne. Le ciel, parsemé de ces myriades de corps étincelants et d'une apparition régulière, a été de tout temps un spectacle imposant pour les peuples sauvages comme pour les nations civilisées. Les Chaldéens avaient déjà distingué les astres en ceux qui conservent toujours entre eux les mêmes rapports de position et de distance, et en ceux dont la position et la distance varient. Une des questions qui ont le plus vivement excité la curiosité de l'homme, c'est de savoir quelle est la *constitution physique* des astres, et s'ils sont habités.

*Mercur*e est la planète la plus voisine du soleil. Son diamètre est à celui de la Terre comme 0,59 : 1. La masse de cette planète, déduite de la théorie de l'attraction, étant exprimée par 0,12, on en conclut que sa densité moyenne est à celle de la Terre comme 2,78 : 1. Les matériaux qui composent ce petit globe ont donc un poids spécifique moyen supérieur à celui du plomb, car la densité moyenne de la Terre est environ cinq fois celle de l'eau. On croit cette planète enveloppée d'une atmosphère. La constitution physique de *Vénus*, planète qui vient après *Mercur*e dans l'ordre de la distance au soleil, ne nous est guère mieux connue. Sa densité moyenne est 0,96, c'est-à-dire qu'elle égale à peu près celle de la Terre. Le troisième rang, par ordre de distance au soleil, est occupé par la *Terre*. Le quatrième rang est occupé par *Mars*. On distingue très-nettement sur cette petite planète (dont le volume est à peine la sixième partie de celui de la Terre) des contours qui semblent indiquer des continents et des mers. Les parties qu'on peut regarder comme des continents se font remarquer par une couleur rouge, provenant probablement de la teinte ocreuse du sol, tandis que les parties que l'on peut comparer à des mers sont verdâtres. Ces taches ne sont pas constamment visibles. Mais lorsqu'on les voit, elles présentent toujours la même apparence. Il paraît hors de doute que *Mars* est environné d'une atmosphère dont les nuages cachent ou découvrent alternativement ces taches. On en remarque de très-distinctes, situées vers les pôles, et d'un blanc très-brillant, ce qui a fait supposer qu'elles étaient formées par de grands

amas de neige. Cette supposition est d'autant plus probable, que ces taches disparaissent lorsqu'elles ont été longtemps exposées au soleil, tandis qu'elles atteignent leurs plus grandes dimensions après les nuits des hivers polaires. La densité moyenne de *Mars* est 0,77, c'est-à-dire qu'elle se rapproche assez de celle de la Terre. On ne connaît rien sur la constitution physique de *Vesta*, *Junon*, *Cérès* et *Pallas*, quatre petites planètes, visibles seulement au télescope. *Jupiter*, la plus belle de toutes les planètes, est environ 1300 fois plus grosse que la Terre. Elle est accompagnée de quatre satellites ou planètes secondaires, qui sont à son égard ce que la lune est à l'égard de la Terre. Son disque présente toujours des bandes ou zones obscures, variables dans leur grandeur et leur position. Rarement on les a vues se rompre et se disperser sur toute la surface de la planète; mais on y remarque souvent des taches sombres qui font l'effet de traînées de nuages. C'est par des observations suivies sur les mouvements de ces taches qu'on a reconnu que *Jupiter* tourne autour d'un axe perpendiculaire à la direction des bandes, dans la très-courte période de 9 h. 53' 30". Il est probable que ces bandes subsistent dans l'atmosphère de la planète, et qu'elles correspondent à des tranches plus transparentes de cette atmosphère, formées par des courants beaucoup plus impétueux que nos vents alisés, et dus à l'excessive vitesse de rotation des régions équatoriales. Les taches sont le corps même ou le noyau de la planète, que la transparence des bandes laisse apercevoir. On reconnaît facilement que *Jupiter* est considérablement aplati vers ses pôles; d'après des calculs précis, le rapport du diamètre équatorial au diamètre polaire est comme 107 : 100. La densité moyenne de *Jupiter* est un peu supérieure à celle de l'eau. *Saturne*, accompagné de sept satellites, a une densité de 0,11, c'est-à-dire très-peu supérieure à celle du liège. *Uranus*, escorté de six satellites, possède à peu près la même densité que le soleil.

La constitution physique de la *Lune* est beaucoup mieux connue que celle d'aucun autre corps céleste. La Lune est couverte d'un nombre considérable de montagnes, dont quelques-unes n'ont pas moins de 2300 mètres de hauteur, hauteur prodigieuse pour une si petite planète. La plupart de ces montagnes sont exactement circulaires, et présentent tous les caractères des volcans. Entre ces montagnes il existe des régions basses qui ressemblent à des terrains d'alluvion; mais dans aucune partie on ne trouve rien qui ressemble à des mers.

Tous ces astres sont-ils habités par des êtres vivants? Les astronomes et les physiciens les plus célèbres pensent que les planètes sont habitées par des êtres vivants. Quant au soleil et aux étoiles fixes en général, on a nié la possibilité que ces astres soient habités, en alléguant la température

excessivement élevée dans laquelle ces corps sont plongés, et qui s'opposerait à l'existence de tout être animé. Mais on ne songe pas que cette objection n'est fondée qu'en jugeant les choses de notre point de vue. Elle disparaît quand on considère que ces astres ayant une constitution physique si différente, peuvent et doivent même être habités par des êtres tout différents de ceux qui peuplent notre globe.

ATMOMÈTRE (de ἀτμός, vapeur, et de μέτρον, mesure). Instrument servant à déterminer, dans des conditions données, la quantité d'eau évaporée. Les conditions qui modifient l'évaporation naturelle sont si compliquées et si difficiles à remplir, qu'on ne connaît pas encore d'atmomètre parfait. Le procédé le plus simple consiste à exposer au grand air un vase rempli d'eau, et à déterminer, d'après les poids, la quantité d'eau évaporée dans un temps donné. Muschenbroeck s'est servi, dans ses expériences multipliées sur l'évaporation de l'eau, de deux vases de plomb de 56 pouces carrés de surface, sur 6 à 12 pouces de profondeur; il a conclu de ses observations, quant au grand air, à surfaces égales, que l'évaporation était comme les racines cubiques de la hauteur des vases, et qu'à ce point elle était proportionnelle aux surfaces. Quand l'évaporation a lieu à la surface de la terre, il est presque impossible d'en remplir artificiellement toutes les conditions diverses auxquelles on doit avoir égard, comme le degré de sécheresse du sol, la qualité du terrain, l'influence des plantes, etc. Belloni, Leslie, Anderson, ont proposé divers atmomètres; mais aucun de ces instruments n'est susceptible d'une grande précision.

ATMOSPHÈRE (de ἀτμός, vapeur, et σφαῖρα, globe). Enveloppe de fluide élastique dont la terre est entourée. Son épaisseur est indéterminée; sa densité va en décroissant, et finit par se confondre avec celle du fluide interplanétaire appelé *ether*. On a calculé que la limite approximative de l'atmosphère est environ à 50 mille mètres (25 lieues), à partir du niveau de la mer; au delà de cette limite règnent un froid et une obscurité éternels, car la chaleur et la lumière ne se développent que par la réaction du milieu ambiant. C'est dans cet océan qu'on nomme atmosphère qu'ont lieu tous les phénomènes du monde animé. L'atmosphère n'est pas indépendante de la terre; elle y adhère en vertu de sa pesanteur, elle tourne avec elle autour de son axe, et l'accompagne dans sa révolution autour du soleil. Elle fait, en un mot, partie intégrante du corps de la terre, et partie tellement essentielle, que si, par impossible, l'atmosphère venait à disparaître, soit brusquement, soit graduellement, la terre changerait de nature et de forme: tout ce qui est volatilisable se volatiliserait; les gaz et les liquides, n'étant plus retenus, disparaîtraient; tous les animaux éclateraient en se gonflant, les végétaux se rédui-

raient en poussière; en un mot, toute la terre serait désagrégée.

Deux causes se réunissent pour donner à l'atmosphère la forme d'une ellipsoïde: 1^o la force centrifuge, qui, produite par le mouvement de rotation de la terre sur son axe, est plus grande vers l'équateur, et plus faible vers les pôles; 2^o l'échauffement plus grand et conséquemment la dilatation plus grande des couches d'air à l'équateur. En vertu de ces deux causes, l'atmosphère acquiert une plus grande excentricité que la terre, sans que cependant on puisse déterminer exactement sa forme. L'élasticité des couches d'air qui se trouvent dans des régions plus élevées sont plus dilatées ou moins denses; Mariotte et Boyle ont trouvé que la densité de l'air est proportionnelle aux pressions qu'il supporte, ce que démontrent les lois établies par ces deux physiciens, et auxquelles on a donné leurs noms. Si toutefois la loi de Mariotte ou de Boyle était d'une vérité absolue, l'atmosphère serait illimitée; car la pression allant toujours en diminuant, les couches d'air devraient toujours s'élever davantage, et enfin, sous une pression infiniment faible, s'élever à une hauteur infinie. Le crépuscule montre que l'air est susceptible d'un très-haut degré de raréfaction, et il offre un moyen de déterminer la hauteur de l'atmosphère jusqu'à cette limite où les molécules de l'air ne réfléchissent plus la lumière du soleil.

L'atmosphère se compose de gaz à la fois pesants et élastiques; elle doit être plus dense à la surface de la terre, et en partant de là, aller toujours en diminuant de densité. D'après la loi de Mariotte, l'atmosphère se composerait d'une quantité de couches concentriques d'égale hauteur, et dont la densité diminuerait dans une progression géométrique. Mais comme l'air est aussi dilaté par le calorique, et que celui-ci, à une certaine élévation au-dessus de la surface de la terre, s'affaiblit également, il faut d'abord bien connaître la loi de diminution du calorique quand on veut déterminer la loi de diminution de densité des différentes couches d'air concentriques. Le poids de l'atmosphère est égal à une colonne d'eau de même diamètre et de 52 pieds de haut, ou à une colonne de mercure de 28 pouces = 0, m. 76, ce qui représente exactement le même poids. C'est d'après ces données, fournies par l'expérience, que l'on construit les *baromètres*. (Voyez ce mot.) Chaque pied carré de surface de la terre supporte un poids de 52 pieds cubes d'eau, ou de 2,240 livres. On trouve ainsi que le corps d'un homme adulte supporte un poids d'environ 55,600 livres. Plusieurs savants, entre autres Borelli, écrivirent pour rassurer le public sur les effets du fardeau écrasant sous lequel, sans le savoir, on fléchissait depuis le commencement du monde; on démontra que nos os et tous nos téguments étaient si artistement construits, qu'ils pouvaient supporter un poids beaucoup

plus considérable sans se rompre. Si nous ne sentons pas le poids absolu de l'air, c'est que nous sommes pénétrés par ce fluide élastique jusque dans les parties les plus intimes de notre corps; l'intérieur de nos os, toutes les trames de nos tissus, tous nos viscères, tous nos vaisseaux, contiennent de l'air; en un mot, nous sommes plongés dans l'air comme une éponge dans l'eau. Il n'y a vraiment de pression que lorsqu'on fait le vide sur un point, soit intérieurement, soit extérieurement, puisque, dans ce cas, l'on supprime la résistance d'un côté de la paroi. Vue de la terre, l'atmosphère paraît bleue pendant le jour; elle paraît noire au-dessus des glaciers, rougis par les rayons du soleil couchant; et entre les nuages rouges qu'on aperçoit vers le crépuscule du soir, elle est verte. A des latitudes plus élevées, et aussi dans une absence complète de nuages, le bleu est plus clair; il est plus sombre à des latitudes plus basses, notamment en Italie et sur les hautes montagnes. Le ciel est toujours plus sombre vers le zénith, et plus coloré vers l'horizon. Sur les montagnes d'une hauteur très-considérable, et sous des latitudes très-basses, il devient tout à fait noir.

Newton explique la couleur bleue de l'atmosphère, en admettant que les molécules de l'air doivent seulement pouvoir réfléchir les rayons les plus réfringibles, c'est-à-dire les rayons bleus, et non ceux d'une autre couleur. Parmi les partisans de l'opinion de Newton se trouvent Melville et Bouguer. A travers les variations si désordonnées de l'atmosphère, on a remarqué un mouvement périodique général dans la masse de l'air, comme on l'avait remarqué depuis longtemps dans la masse des eaux de l'Océan. On a reconnu que l'atmosphère est une mer aérienne qui a son flux et reflux, des marées soumises à l'influence des mouvements du soleil et de la lune.

La température décroît à mesure que l'on s'élève dans l'atmosphère; les neiges éternelles qui couvrent les sommets de nos montagnes sont la preuve irréfutable du froid que l'on rencontre dans ces hautes régions; même à l'équateur, la limite des neiges perpétuelles, bien qu'elle soit un peu plus élevée que dans nos latitudes, n'est pas à une très-grande hauteur. En effet, d'après les observations de M. de Humboldt, cette limite est à 4,800 mètres environ sur le Chimborazo et quelques pics voisins, et elle est à plus de 2,700 mètres dans les Pyrénées. Plusieurs phénomènes remarquables se passent dans l'atmosphère: 1° les crépuscules du soir et du matin, qui sont une conséquence de la *réfraction*, ou de l'influence que l'atmosphère exerce sur la direction des rayons solaires; 2° les orages et le tonnerre, les fulgurations avec ou sans détonations; 3° les bolides de toutes dimensions, soit qu'ils se condensent en aéroolithes, soit qu'ils se dissipent dans l'espace; 4° les vents, les trombes, etc., etc.; 5° le mi-

rage, l'arc-en-ciel, les halos, les parhélies; 6° la pluie, la neige et surtout la grêle; 7° les nuages et l'état auquel s'y trouve l'eau; 8° le serain et la rosée, avec les sels qu'elle contient; 9° la formation de l'acide azotique et sa combinaison avec la potasse, combinaison connue des anciens chimistes sous le nom de *nitre de l'air*; par suite, la nitrification. Quant à la composition de l'atmosphère, voyez AIR.

ATOMES (ἄτομή, de ἀ privatif et de τέμνω, je coupe). Les corps se combinent entre eux dans des quantités déterminées et dans des rapports constants et invariables. Ce fait, érigé en principe, éleva la chimie au rang d'une science. C'est lui qui a donné naissance à la théorie des atomes. On a d'abord supposé que les corps sont des assemblages ou des agrégats de parcelles infiniment petites, indivisibles et insécables (ἄτομα). Ensuite, voyant que ces quantités ne sont pas susceptibles de fractionnement, on a dit qu'elles expriment le poids de ces parcelles ou molécules qui ont reçu le nom d'*atomes*, nom qui rappelle la théorie des philosophes grecs, et d'après en particulier. Les atomes de différents corps, en les juxtaposant un à un (*composé binaire*), un à deux (*composé ternaire*), un à trois (*composé quaternaire*), etc., donnent naissance à d'autres atomes, dans lesquels on ne distingue point les atomes élémentaires, et qui doivent être considérés comme des atomes également indivisibles et insécables (atomes composés). Dans beaucoup de cas, l'équivalent est égal à l'atome; et cela doit être, puisque la loi des équivalents a servi à l'établissement de la théorie des atomes. Mais l'expérience, sur laquelle la loi des équivalents ne préjuge rien, démontre que la théorie atomique est souvent insuffisante, et qu'il faut de toute nécessité diviser les atomes dits insécables, en admettant des demi-atomes. Ainsi, par exemple, le fer se combine avec l'oxygène en deux proportions; dans la première, 559, 21 parties de fer (en poids) se combinent avec 100 parties d'oxygène (en poids), pour former le *protoxyde de fer*; dans la seconde proportion, cette même quantité de fer est combinée avec 150 parties d'oxygène, pour former le *sesquioxyde de fer*. Or, en désignant le fer par Fe (poids d'un atome de fer), et la quantité d'oxygène par O (poids d'un atome d'oxygène), on aura pour la formule du protoxyde de fer = FO (un atome de protoxyde), et pour celle du sesquioxyde = Fe O 1/2 (un atome de sesquioxyde, composé d'un atome de fer et d'un atome et demi d'oxygène). En doublant les atomes, les rapports ne sont point changés: Fe² O³, veut dire que deux atomes de fer sont combinés avec trois atomes d'oxygène; donc, un atome d'oxygène a dû être fractionné. Les exemples de ce genre sont très-nombreux, ici la loi des équivalents reste fidèle à l'expérience; la théorie des atomes l'abandonne. Il est d'observation que les gaz comprimés ou chauffés au même degré se com-

portent tous de la même manière, et se combinent entre eux, dans des rapports simples, eu égard à leur volume. Il y a plus, le volume du composé, s'il est gazeux, est toujours dans un rapport simple avec les volumes des corps composants. Exemple : un volume d'oxygène exige exactement deux fois son volume d'hydrogène pour former de l'eau (deux volumes de vapeur d'eau). Un volume d'hydrogène donne, avec un volume de chlore, un équivalent d'acide chlorhydrique (deux volumes); un volume d'azote forme, avec trois volumes d'hydrogène, un équivalent d'ammoniac (deux volumes), etc. La théorie atomique s'est emparée de ces données de l'expérience pour formuler le principe suivant : *Les gaz contiennent, sous un même volume, le même nombre d'atomes, et tous ces atomes sont à égale distance les uns des autres. Si les volumes n'ont pas la même densité, c'est que l'atome de chacun de ces gaz n'a pas le même poids.* — D'après ce principe, qui est seulement applicable aux gaz permanents, l'expression de volume équivalent à celle d'atome; car les volumes des vapeurs ne sont pas toujours identiques avec les atomes. Le principe fondamental de la théorie des atomes nous éloigne de l'expérience et de la loi des équivalents. Si dans certains cas il faut, comme on vient de voir, admettre des demi-atomes, il faudra admettre, dans d'autres cas, des atomes doubles; car les équivalents de l'hydrogène, du chlore, du brome, de l'iode, représentent le double de l'oxygène en volume. Ainsi 12,48 (équivalent de l'hydrogène) se combine avec 100 d'oxygène (équivalent de l'oxygène) pour former de l'eau; mais l'équivalent de l'hydrogène représente deux volumes, et celui de l'oxygène un volume de gaz. Or, le volume étant ici identique avec l'atome, l'eau se compose, d'après la théorie des atomes, d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. De là, la formule de l'eau s'exprime, d'après la loi des équivalents, par HO , et d'après la théorie des atomes, par $\text{H}^2 \text{O}$. Et l'équivalent de l'hydrogène étant 12,48 (celui de l'hydrogène étant 100), il s'ensuit que le poids d'un atome d'hydrogène est la moitié de 12,48 ou 6,29 (H). Les deux formules HO et $\text{H}^2 \text{O}$ expriment donc au fond la même donnée de l'expérience. Beaucoup d'autres corps, tels que le chlore, le brome, l'iode, le fluor, le cyanogène, sont dans le même cas que l'hydrogène. Dans toutes leurs combinaisons, les équivalents de ces corps représentent le double du volume de l'oxygène, ou deux atomes : c'est pour cela qu'on écrit indifféremment Cl ou Cl^2 , H^2 , MBr ou MBr^2 , etc. On est libre de choisir entre ces deux formules : l'une est l'expression de l'expérience pure et simple, l'autre se rattache à une théorie que ne sanctionne pas toujours l'expérience. Car, dans les cas cités, l'hydrogène, le chlore, le brome, etc., ne se combinent point par atome simple, comme l'oxygène

et tant d'autres corps; il faut doubler l'atome, c'est-à-dire qu'il faut l'élever à la valeur d'un équivalent, pour être d'accord avec l'expérience.

ATROPINE. Alcaloïde extrait par Geiger et Hesse des racines, des tiges et feuilles de belladone (*Atropa belladonna*). On le prépare en traitant l'extrait alcoolique de cette plante par une solution concentrée de potasse, ajoutée goutte à goutte. L'atropine cristallise en aiguilles blanches, transparentes, soyeuses, ressemblant aux cristaux de sulfate de quinine. Elle est sans odeur, et d'une saveur amère, nauséabonde. Elle est très-vénéneuse; l'empoisonnement est accompagné d'une constriction du pharynx, de vertiges, de maux de tête, et d'une dilatation persistante de la pupille. L'atropine a une réaction fortement alcaline; elle fond à 100° , et se volatilise avec décomposition à une température plus élevée. Peu soluble dans l'eau et dans l'éther, elle se dissout facilement dans l'alcool. Les sels d'atropine (*nitrate*, *chlorhydrate*, *sulfate*, *acétate*) sont cristallisables, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool, et très-vénéneux. La composition de l'atropine est représentée par la formule: $\text{C}^{34} \text{H}^{23} \text{NO}_6$.

ATROPIQUE (Acide). Selon M. Richter, cet acide existe naturellement combiné avec l'atropine dans la belladone (*Atropa belladonna*). Il s'obtient en traitant par la potasse le résidu provenant de la préparation de l'atropine, et en décomposant l'atropate de potasse par l'acide sulfurique étendu. L'acide atropique est volatil. Il n'a pas été suffisamment étudié.

ATTRACTION. On a depuis longtemps constaté que les particules de la matière ont une tendance à se réunir et à persister dans leur union; que les corps s'attirent à distance; qu'enfin tous les phénomènes de mouvement peuvent se concevoir et même se calculer, en supposant que toutes les molécules de la matière sont dirigées par une force inconnue vers un centre commun. Cette force inconnue, Newton l'a nommée **ATTRACTION**; mais, la posant seulement comme un fait, il a tâché d'y ramener toutes les lois découvertes par Kepler; et, y ajoutant d'autres lois que sa sagacité lui fit découvrir, il édifia ce grand système de l'*attraction universelle*, que l'on peut regarder comme la plus belle création de l'esprit humain. L'attraction est *vraiment universelle*; c'est par l'attraction que les atomes et les molécules se groupent (**COHÉSION**), pour former des corps réguliers ou amorphes. C'est par l'attraction que les corps s'unissent, se joignent par leurs faces polies (**ADHÉSION**); que les liquides s'élèvent au-dessus de leur niveau dans des tubes capillaires, ou entre des lames rapprochées (**CAPILLARITÉ**); en un mot, il n'est aucun phénomène de mouvement, depuis les révolutions des corps célestes (**GRAVITATION**) jusqu'aux réactions imperceptibles, mais certaines, de la chimie (**AFFINITÉ**), qui ne reçoivent

vent une explication plausible du grand fait de l'attraction universelle. Personne, avant Newton, ne s'était fait une idée aussi juste de l'attraction que Hook; mais il n'a jamais su la formuler nettement, comme Newton l'a fait; car personne avant cet illustre physicien n'avait énoncé, et encore moins démontré, ce grand principe de la nature: *Toutes les molécules de la matière s'attirent mutuellement, en raison directe des masses, et en raison inverse du carré des distances.* Les lois de Kepler ont été, pour Newton, d'un merveilleux secours pour la démonstration de sa découverte. Ces lois sont: 1° *Les aires décrites par les rayons vecteurs des planètes, dans leur mouvement autour du soleil, sont proportionnelles au temps* 2° *Les orbites des planètes et des comètes sont des sections coniques, des ellipses, dont le soleil occupe un des foyers.* 3° *Les carrés des temps des révolutions des planètes, autour du soleil, sont proportionnels aux cubes des grands axes de leurs orbites.* Ces lois constituent la base sur laquelle repose principalement l'explication newtonienne du mécanisme du ciel.

ATWOOD (Machine d'). *Voyez* CHUTE DES CORPS.

AURATES. Sels dans lesquels le peroxyde d'or fait fonction d'acide. Les dissolutions des aurates sont légèrement jaunâtres; elles jaunissent davantage par l'addition d'un acide.

1° Les oxydes y produisent des précipités de peroxyde floconneux, d'un violet plus ou moins foncé.

2° Le sulfate de fer, l'acide oxalique et l'acide tartrique en précipitent l'or à l'état métallique. Les aurates sont encore très-pen connus. Les aurates de potasse, de soude, de baryte, sont incolores et tous très-solubles dans l'eau. Les dissolutions ont une réaction alcaline. Le plus connu est l'*aurate d'ammoniaque*. On l'obtient en faisant bouillir le perchlorure d'or avec une dissolution d'ammoniaque. Desséché, il a l'aspect d'une poudre d'un brun jaunâtre, qui détone violemment par le choc, ou à une élévation de 100° (*poudre fulminante d'or*): dans cette action, le peroxyde d'or et l'ammoniaque se décomposent; l'oxygène du premier forme de l'eau avec l'hydrogène de l'ammoniaque. L'or réduit se dépose sur la lame métallique sur laquelle a eu lieu cette décomposition; l'azote et les vapeurs d'eau produisent, par leur force d'expansion, une vive détonation. *Formule de cette réaction*: $Au^2 O^3 + NH^3 = 3HO + 2Au + N$. Le soufre et les huiles grasses réduisent l'or lentement et sans détonation. Aussi peut-on employer un mélange d'huile et de poudre fulminante pour dorer la porcelaine. Après avoir appliqué ce mélange sur des vases non vernis, on l'abandonne au feu: l'oxyde d'or se réduit et se dépose sous forme d'une légère couche métallique, qui prend, par le frottement, un beau brillant jaune.

AURORE BORÉALE. Météore plus ou moins

brillant, apparaissant le plus souvent à la partie septentrionale du ciel: elle se distingue du crépuscule, en hiver, par sa position, et en été, par son éclat, sa blancheur, son rayonnement particulier, et souvent par l'arc lumineux qui l'accompagne. Les aurores boréales se voient ordinairement toute l'année, mais plus fréquemment à l'époque des équinoxes, sans qu'on ait pu jusqu'aujourd'hui leur assigner une périodicité régulière. Elles se montrent le plus souvent peu après le coucher du soleil, durant une ou plusieurs heures, et disparaissent quelquefois dans la même nuit ou plusieurs jours de suite. On peut admettre qu'elles commencent à se montrer sous le 45° de latitude environ, et qu'à partir de là elles deviennent plus nombreuses, à mesure que la hauteur polaire augmente. L'aurore boréale a été observée par les anciens, pour lesquels elle a été un objet de terreur et de superstition. Les chroniqueurs du moyen âge parlent d'armées sanglantes aperçues au ciel, comme d'un présage de grands fléaux. Gassendi vit le premier ce phénomène avec les yeux d'un philosophe; il l'observa plusieurs fois, et notamment le 12 septembre 1621. C'est alors qu'il décrit le météore, et lui donna le nom d'*aurore boréale*. A partir de cette époque, les observations se sont multipliées. On a dressé des tables des aurores boréales observées depuis les temps les plus reculés. Frobé en a publié une qui va jusqu'à l'année 1759: on y trouve que, depuis l'an 383 de notre ère jusqu'en 1759, on comptait 788 aurores boréales, dont le jour, le mois et l'année sont exactement indiqués.

Voici la description que donne de ce phénomène météorologique un des plus célèbres physiciens de nos jours, M. Pouillet: « Si l'aurore boréale doit paraître, on commence, après la chute du jour, à distinguer une lueur confuse vers le nord; bientôt des jets de lumière s'élèvent au-dessus de l'horizon; ils sont larges, diffus et irréguliers; on remarque en général qu'ils tendent vers le zénith. Après ces apparences déjà très-variées, qui sont comme le prélude du phénomène, on voit à de grandes distances deux vastes colonnes de feu, l'une à l'orient, l'autre à l'occident, qui montent lentement au-dessus de l'horizon. Pendant qu'elles s'élèvent avec des vitesses inégales et variables, elles changent sans cesse de couleur et d'aspect; des traits de feu plus vifs ou plus sombres en sillonnent la longueur, ou les enveloppent tortueusement; leur éclat passe du jaune au vert foncé ou au pourpre étincelant. Enfin les deux sommets de ces deux colonnes s'inclinent, se penchent l'un vers l'autre, et se réunissent pour former un arc ou plutôt une voûte de feu d'une immense étendue. Quand l'arc est formé, il se soutient majestueusement dans le ciel pendant des heures entières. L'espace qu'il enferme est en général assez sombre; mais d'instants en instants il est traversé par des lueurs diffuses et

diversement colorées. Au contraire, dans l'arc lui-même, on voit incessamment des traits de feu d'un vif éclat qui s'élancent au dehors, sillonnent le ciel verticalement comme des fusées étincelantes, passent au delà du zénith, et vont se concentrer dans un petit espace à peu près circulaire, que l'on appelle la *couronne* de l'aurore boréale. Dès que la couronne est formée, le phénomène est complet; l'aurore a déployé dans le ciel les plis de sa robe de feu : on peut la contempler dans toute sa majesté. Après quelques heures, ou, d'autres fois, après quelques instants, la lumière s'affaiblit peu à peu : les fusées ou les jets deviennent moins vifs et moins fréquents; la couronne s'efface, l'arc devient languissant, et enfin l'on n'aperçoit plus que des lueurs incertaines qui se déplacent lentement et qui s'éteignent. » Quelle est la hauteur à laquelle atteignent les aurores boréales? Cette question a longtemps excité l'attention générale; elle est environnée de difficultés si grandes et si nombreuses, que toutes les peines qu'on s'est données jusqu'à présent pour y répondre n'ont encore conduit à aucun résultat. Des différentes évaluations auxquelles on s'est livré, il résulte que les hauteurs des aurores boréales mesurées se développent dans un espace de 1 à 130 milles géographiques. Si l'on rejette les anciennes mesures comme moins exactes, et qu'on adopte celles de *Potter*, on aura les deux extrêmes, 1 et 50 milles géographiques. Les témoignages qui attestent l'existence d'un bruit quelconque pendant les aurores boréales sont si nombreux et si importants, qu'il paraît à peine possible qu'on puisse douter de la vérité de ce fait. Il existe pourtant, comme nous l'avons dit, des témoignages qui affirment le contraire. A considérer la chose en général, ceux qui admettent un bruit quelconque ont une apparence de vérité pour eux, en ce qu'ils peuvent dire qu'ils ne soutiennent pas que toute aurore boréale doive être accompagnée du bruit dont ils parlent, mais que ce bruit a eu lieu lorsque les observateurs l'ont entendu.

L'aurore boréale est de plusieurs manières en relation avec le magnétisme terrestre, comme le prouvent les observations les plus modernes. Quelques physiiciens ont nié, il est vrai, que l'aurore boréale exerçât de l'influence sur l'aiguille magnétique; mais la plupart des observateurs ont démontré cette influence avec une évidence telle, qu'on peut la regarder aujourd'hui comme un fait certain. Le 29 mars 1826, M. Arago observa à Paris des mouvements inaccoutumés dans l'aiguille magnétique : ces mouvements lui firent supposer la présence d'une aurore boréale sous de plus hautes latitudes; sa conjecture fut pleinement justifiée par l'observation simultanée d'une aurore boréale que *Dalton* faisait au même moment à Manchester. D'autres faits, qui ont été rendus publics à ce sujet, méritent tellement la confiance, qu'il n'est guère possible

de douter encore de l'influence que les aurores boréales exercent sur l'aiguille magnétique, malgré les remarques contradictoires de Brewster. Il ne faut pas croire que le météore dont nous parlons soit étranger au pôle austral; il appartient aux deux pôles, et devrait être plus exactement désigné sous le nom de *lumièrè polaire*. Cook rapporte quelques observations d'aurores australes; et avant ce navigateur, Frasier, en doublant le cap Horn en 1712, en aperçut une à travers les brouillards si communs sous ces latitudes. Depuis lors, ces phénomènes ont été observés par beaucoup d'autres navigateurs dans la mer australe.

Des nombreuses hypothèses proposées pour expliquer la cause des aurores boréales, nous n'indiquerons que celle de Halley. Ce savant attribuait la formation de l'aurore boréale à la matière magnétique, qui s'enflamme comme la limaille de fer. L'opinion de Halley, quant à l'influence du fluide magnétique sur l'aurore boréale, aurait acquis une bien grande importance, si l'on eût connu de son temps les belles observations qui ont servi à établir les rapports entre les aurores boréales et le magnétisme. Les voici, exposées par M. Pouillet : « Le sommet de l'arc de l'aurore boréale se trouve toujours sur le méridien magnétique du lieu de l'observation; ou du moins il ne semble pas s'en écarter d'une manière sensible. La couronne de l'aurore boréale se trouve toujours sur le prolongement de l'aiguille d'inclinaison du lieu de l'observation. Aussi, à Paris, si l'on observait une aurore boréale complète, la couronne irait se former vers le sud à 30° environ au delà du zénith, dans un plan vertical incliné de 22° au méridien terrestre. » L'aurore boréale dérange de leurs positions ordinaires l'aiguille d'inclinaison et l'aiguille de déclinaison, et elle produit ces changements même dans les lieux d'où elle ne peut être vue. — En général, dès le matin du jour où l'aurore boréale doit se montrer dans quelques régions des pôles, l'aiguille de déclinaison de Paris se dévie à l'occident, et le soir elle se dévie à l'orient. Ces déviations s'élèvent quelquefois à 12 ou 13 minutes. C'est à M. Arago que l'on doit cette observation fondamentale; il l'avait annoncée dès l'année 1823. On est forcé de conclure avec ce savant que le dérangement de l'aiguille de Paris est un moyen sûr de prédire les aurores boréales qui se font voir aux Lapons, aux Groënländais, et à tous les habitants des régions polaires.

AUTOMATE (*αὐτόματον*, spontané). — On donne ce nom à tout appareil qui se meut sans cause visible, et comme par sa propre volonté. Quand les automates ont la figure humaine, et qu'en même temps ils remplissent des fonctions humaines, on les nomme *Androïdes*. Les moyens de mouvement employés sont ordinairement des ressorts et des poids que l'on dispose avec art, et qui n'occupent que très-peu de place. Les automates

qui ont le plus étonné, par le génie qui a présidé à leur construction, sont sans contredit, les trois automates de Vaucanson. C'est en 1753 que ce mécanicien fit voir à Paris son *flûteur automate*. Ce flûteur étonnait par sa précision, et la vivacité des mouvements de ses doigts et de ses lèvres; car il ne produisait pas seulement des sons comme ceux sortant d'une serinette; c'était une véritable flûte, dont les sons étaient produits par l'action simultanée de la bouche et des doigts de l'automate. En 1741, Vaucanson montra son *joueur de tambourin*, et il présenta peu de temps après son *canard automate*, qui prenait du grain avec son bec, l'avalait, le triturait, le digérait enfin, et le rendait par les voies ordinaires sous forme d'excréments chauds et fumants.

Le *joueur d'échecs automate* du baron de Kempelen est incontestablement celui qui a le plus occupé la curiosité dans ces derniers temps. En 1809, il joua aux échecs avec l'empereur Napoléon, alors à Schenbrunn. Voici comment cette scène est racontée par un témoin oculaire. On plaça la figure et son bureau au milieu du salon, et l'empereur prit place vis-à-vis de son antagoniste; tout le monde se tenait à trois ou quatre pieds de distance, et curieux de voir ce qui allait se passer. Napoléon joua trois ou quatre coups très-régulièrement, puis il fit une fausse marche du cavalier. L'automate remit très-gravement la pièce à sa place, et joua son coup, l'adversaire ayant perdu son tour. L'empereur recommença encore une fausse marche; l'automate rétablit encore les choses; mais à une troisième fois, l'automate n'y tint plus, il passa la main sur l'échiquier, et renversa toutes les pièces. L'empereur se leva en souriant, et parut content d'avoir fait perdre patience même à un automate. Cette scène éclaira tout le monde sur la vraie nature de l'instrument.

AXE. Un corps qui tourne sur lui-même est traversé par une ligne réelle ou imaginaire, sur laquelle s'exécute le mouvement de rotation. Cette ligne s'appelle l'axe. C'est ainsi que l'on conçoit l'axe de la terre, du soleil et de toutes les planètes, du monde enfin; car dès qu'il y a révolution d'un corps ou d'un système de corps, cette révolution s'exécute nécessairement autour d'un axe. C'est cet axe mathématique dont les extrémités prennent le nom de *pôles*. Par extension on a donné le nom d'axe à une ligne que l'on conçoit partager les corps symétriques en deux, ou autour de laquelle les parties semblent se grouper, bien que ces corps ne soient pas susceptibles de mouvement de rotation. Ainsi l'on dit l'axe d'une pyramide, l'axe d'un cristal, etc. On appelle *axe d'oscillation* d'un pendule, une ligne droite, parallèle à l'horizon, qui passe par le centre autour duquel ce pendule exécute ses oscillations. *L'axe optique* ou visuel est le rayon lumineux qui, traversant le milieu du cône de la lumière, tombe perpendiculairement sur le globe de l'œil, et passe par son

centre. *L'axe des miroirs sphériques*, c'est le rayon du miroir, ou la ligne qui part du centre de la sphère dont ce miroir est un segment, et va joindre le point du milieu de ce segment lui-même, et qu'on appelle le centre optique. L'axe est donc la ligne qui passe par les deux centres.

Axe des verres sphériques. Dans les verres sphériques, il y a un point où les deux faces opposées sont parallèles; ce point s'appelle le *centre optique* du verre. La ligne menée par ce point perpendiculairement aux deux faces, s'appelle l'axe du verre; c'est sur cette ligne que se trouvent les centres géométriques des deux faces, c'est-à-dire les centres des sphères dont ces faces sont les segments.

Axe de réfraction double. Voy. RÉFRACTION.

AZADIRINE. Alcaloïde extrait par Piddington du *Melea azadirachta*. Sa composition n'a pas été déterminée. Il a été proposé pour remplacer la quinine.

AZOBENZIDE. Matière rouge cristalline, fusible à 65°, découverte par M. Mitscherlich. On l'obtient en distillant une solution alcoolique de nitrobenzide avec de l'hydrate de potasse sec. Sa composition a été représentée par la formule : C¹² H⁵ N.

AZOBEZOÏDE. Corps blanc, pulvérulent, obtenu par M. Laurent en traitant d'abord par l'ammoniaque, puis par l'éther, l'huile retirée des amandes amères soumises à la distillation *per descensum*. Formule probable : C¹² H¹³ N⁵.

AZOBEZOÏDINE. Matière cristalline blanche, obtenue par M. Laurent par l'action de l'ammoniaque sur l'huile d'amandes amères brute. M. Laurent lui a donné la formule : C¹⁴ H¹² N^{3,5}.

AZOBEZOÏLE. Produit amorphe, isomère avec l'*azobenzidine*. Il se forme également par l'action de l'ammoniaque sur l'huile d'amandes amères brute. (*Laurent*.)

AZOLÉIQUE (Acide). Lorsqu'on chauffe avec de l'acide sulfurique et de l'alcool le liquide huileux qui surnage sur le mélange d'acide nitrique et d'huile d'olives, on obtient de l'éther *azolique*. Cet éther, traité d'abord par une solution alcoolique de potasse, puis par de l'acide chlorhydrique, donne l'*acide azolique*. Cet acide présente un aspect huileux; il est insoluble dans l'eau, et soluble dans l'acide nitrique bouillant. M. Laurent lui a assigné la formule : C¹³ H¹² O⁵.

AZOTATES. (Nitrates.) Ce genre de sels est très-bien caractérisé par les propriétés de l'acide azotique. En effet,

1° Lorsqu'on traite un azotate par l'acide sulfurique affaibli et des planures de cuivre, on obtient, si l'on opère à l'air, des vapeurs nitreuses d'un jaune orangé; le cuivre se dissout en se changeant en azotate. Si l'acide sulfurique est très-concentré, il ne se manifeste point de décomposition.

2° Lorsqu'on traite un azotate par l'acide sulfurique et de l'indigo, celui-ci est décoloré par l'action de l'acide azotique mis en liberté. Ce caractère suffit pour faire reconnaître des traces d'azotate, pour ainsi dire impondérables.

3° En traitant un azotate par l'acide chlorhydrique, il se produit du chlore mêlé de vapeurs nitreuses. Dans cette action, l'hydrogène de l'acide chlorhydrique a formé de l'eau avec une partie de l'oxygène de l'acide azotique; ce qui a donné naissance à du chlore, et à un acide d'azote moins oxygéné que l'acide azotique. — Tous les azotates sont décomposés par la chaleur seule. Les produits qui se dégagent varient suivant les différentes espèces caractérisées par les bases. 1° Quand la base a peu d'affinité pour l'acide, il se dégage d'abord des vapeurs blanches d'acide azotique, puis des vapeurs nitreuses colorées, provenant de la décomposition de l'acide nitrique lui-même. L'azotate d'alumine est dans ce cas. 2° Lorsque l'affinité de la base pour l'acide est plus forte, il se dégage, non pas de l'acide azotique, mais du bioxyde d'azote, de l'acide hypoazotique et de l'oxygène. Les azotates de chaux et de strontiane peuvent servir d'exemples. 3° Lorsque l'affinité de la base pour l'acide est très-forte, il ne se dégage que de l'azote et de l'oxygène. Les azotates de potasse et de soude sont dans ce cas. Ces derniers ne se décomposent, en outre, qu'à une température très-élevée; tandis que les autres azotates se décomposent à une température assez basse. L'azotate d'ammoniaque seul ne donne que du protoxyde d'azote pur. La chaleur, aidée de l'action des corps combustibles, décompose rapidement tous les azotates. Le phosphore, le soufre, etc., s'aideillient, et, à la place d'un azotate, on a un phosphate, un sulfate, etc. Les azotates déflagrent sur les charbons incandescents, en activant la combustion. Ce caractère n'est pas très-bon; car les chlorates, les iodates et les bromates déflagrent également. Tous les azotates sont solubles dans l'eau, à l'exception de quelques azotates basiques qui sont peu solubles. — Il y a des azotates neutres bibasiques, tribasiques et sexbasiques. Dans les azotates neutres, l'oxygène de la base est le cinquième de l'oxygène de l'acide. Dans les sels bibasiques, l'oxygène de la base est le double de l'oxygène de la base dans le sel neutre; dans le sel tribasique, l'oxygène est le triple; dans le sel sexbasique, il est sextuple, la quantité de l'acide restant toujours la même que dans le sel neutre :

- MO+NO⁵ (sel neutre),
- 2 MO+NO⁵ (sel bibasique),
- 3 MO+NO⁵ (sel tribasique)
- 6 MO+NO⁵ (sel sexbasique)

Les azotates alcalins se trouvent souvent tout formés dans la nature. On peut les préparer, soit par voie de double décomposition, soit en traitant directement une base ou un métal par

l'acide azotique, à chaud ou à froid, suivant l'affinité de la base pour l'acide.

AZOTE. Corps gazeux, découvert en 1772 par Priestley, qui lui donna le nom d'*air phlogistique*. Guyton de Morveau substitua à ce nom celui d'*azote* (de α privatif, et $\zeta\omega\gamma$, vie), désignant ainsi une des propriétés négatives de ce gaz, celle d'être incapable d'entretenir la vie. On donne encore à ce gaz les noms de : *Nitrogène*, *Atcaligène*, *Septone*, *Air vicié*, *Mofette atmosphérique*. — L'azote est un gaz un peu plus léger que l'air; sa densité est 0,9760. Un litre de ce gaz à 0°, et sous la pression de 0, m. 76, pèse un gramme 2671. C'est un fluide élastique permanent. Il est complètement inodore, insipide, incolore. Son pouvoir réfringent est 1,010. Il est peu soluble dans l'eau : 100 litres d'eau dissolvent 2 litres 1 d'azote. — Bien différent de l'oxygène, qui se combine facilement avec la plupart des autres corps simples, l'azote ne se combine avec aucun corps par voie directe. Il se distingue de l'oxygène par des propriétés négatives, quoiqu'il soit le congénère de ce gaz dans la constitution de l'air atmosphérique. L'azote se combine, à l'état de gaz naissant, c'est-à-dire au moment où il se dégage d'un corps en décomposition, avec l'hydrogène pour produire de l'ammoniaque, avec le carbone pour former le cyanogène, avec l'oxygène en différentes proportions pour former une série de composés acides ou indifférents. — L'azote, comme l'acide carbonique, éteint les corps en combustion; mais il se distingue de ce dernier en ce qu'il ne rougit pas la teinture de tournesol, qu'il ne précipite pas l'eau de chaux, et qu'il a une densité moins grande. Il est irrespirable comme l'hydrogène, et, comme ce dernier, il produit l'asphyxie, non pas en détruisant les tissus, mais en privant la respiration de son allié indispensable. L'azote existe dans l'air, à l'état de liberté. Il existe à l'état de combinaison dans l'ammoniaque, dans l'acide nitrique, dans presque toutes les substances animales et dans un grand nombre de substances végétales, telles que la farine (gluten), les alcalis végétaux, comme la quinine, la morphine, la strychnine, etc. — En enlevant à l'air l'oxygène, on obtient pour résidu l'azote. Il y a différents moyens d'enlever cet oxygène : — 1° avec le phosphore qu'on brûle sous une cloche contenant de l'air atmosphérique. Il se produit des vapeurs blanches et épaisses d'acide phosphorique, qui se dissolvent dans l'eau. L'eau monte au-dessus de son niveau, à mesure que l'oxygène est absorbé. L'azote qui reste est mêlé d'un peu d'acide carbonique, qu'on enlève facilement au moyen de la potasse caustique. 2° Avec la limaille de fer, chauffée au rouge dans un tube de porcelaine. L'air qu'on y fait arriver perd son oxygène, qui se porte sur le fer pour l'oxyder; et l'azote peut être recueilli sous l'eau à l'autre extrémité du tube. 3° Avec l'hydrogène (lampe des philosophes), qu'on

enflamme sous une cloche contenant de l'air. Le gaz qui reste est de l'azote, mêlé d'un peu d'acide carbonique. — Pour avoir l'azote parfaitement pur, on remplit un long tube de verre avec parties égales de chlore et d'ammoniaque; on l'agite un peu, en tenant les deux extrémités du tube hermétiquement fermées. Bientôt l'azote se dégage, pour venir occuper la partie supérieure du tube. — Dans cette action, le chlore décompose une partie de l'ammoniaque (NH_3), pour former avec l'hydrogène de celle-ci de l'acide chlorhydrique, qui, à son tour, se porte sur une partie d'ammoniaque non décomposée pour former du chlorhydrate d'ammoniaque. L'azote de l'ammoniaque décomposée se dégage. La formule de l'azote est: N (*nitrogène*) ou $\text{Az}^2 = 175,06$ (2 atomes) = 1 équivalent. — On se sert quelquefois de l'azote pour former des atmosphères artificielles, lorsqu'on veut opérer sur des corps qui pourraient se dénaturer dans l'air atmosphérique.

AZOTE (Oxydes d'). Il existe deux oxydes indifférents d'azote; le protoxyde et le bioxyde (deutoxyde). Le protoxyde d'azote (*gaz hilarant*) est un gaz incolore et inodore. Sa densité est 1,50; à la température de 7°, et sous une pression de 30 atmosphères, il devient liquide, et réfracte la lumière moins que l'eau. 100 volumes d'eau dissolvent 90 volumes de ce gaz, à la température de 10°. Cette dissolution a un goût douceâtre.

Le protoxyde d'azote est un gaz indifférent. Il est peu stable; ses éléments cèdent facilement à l'affinité d'autres corps. Il rallume les corps en ignition comme l'oxygène, avec lequel on pourrait le confondre sous ce rapport. Le fer, le phosphore, le charbon, y brûlent à peu près comme dans l'oxygène. Il entretient même la combustion du soufre, qui ne brûle pas dans le deutoxyde d'azote. Il se décompose dans un tube chauffé au rouge, en donnant naissance à de l'azote et à de l'acide hypoazotique. Mêlé avec de l'hydrogène, il forme un mélange explosif qui détone par l'approche d'un corps allumé; avec de l'hydrogène phosphoré, l'explosion a lieu spontanément à l'air.

Le protoxyde d'azote peut être respiré impunément pendant quelque temps seulement: il est asphyxiant comme l'hydrogène et l'azote, par privation d'oxygène. Suivant quelques chimistes anglais, ce gaz produirait, en le respirant, une sensation délicieuse, accompagnée d'un rire insolite; de là son nom de *gaz hilarant*. Cette expérience ne s'est pas confirmée sur d'autres chimistes, qui l'ont répétée depuis.

Le protoxyde d'azote allume, comme l'oxygène, les corps en ignition. Comme celui-ci, il forme un mélange explosif avec l'hydrogène; mais il se distingue de l'oxygène en ce qu'il n'est pas respirable, et en ce que, brûlé avec de l'hydrogène (1 vol. de ce gaz + 2 vol. d'hydrogène), il donne un résidu gazeux qui n'est absorbé ni par la potasse, ni par le potassium, et qui est de l'azote pur.

On peut obtenir le protoxyde d'azote en faisant séjourner du bioxyde d'azote sur de la limaille de fer humectée. Dans cette expérience (qui peut servir de moyen d'analyse), le bioxyde d'azote diminue de la moitié de son volume, et se convertit en protoxyde d'azote, en cédant une moitié de son oxygène au fer qui s'oxyde. On l'obtient également, mais impur, en faisant agir de l'acide azotique étendu, sur du zinc. Le meilleur procédé pour préparer le protoxyde d'azote consiste à chauffer dans une cornue de l'azotate d'ammoniaque. Si ce dernier sel est pur, il disparaît sans résidu, et se transforme complètement en eau et en protoxyde d'azote. En faisant l'analyse au moyen du potassium, on trouve que 100 volumes de protoxyde d'azote donnent un résidu de 100 volumes d'azote, c'est-à-dire que le volume ne change pas après l'opération. Le potassium s'est transformé en potasse par l'absorption complète de l'oxygène. En retranchant de la densité du protoxyde d'azote, trouvée par l'expérience directe, la densité de l'azote, on a la différence qui indique la quantité d'oxygène combinée avec l'azote pour former du protoxyde d'azote.

1,350 (poids de 1 vol. de protoxyde d'azote).
0,576 (poids de 1 vol. d'azote).

0,554 Ce nombre représente sensiblement le poids de 1/2 vol. d'oxygène = $\frac{2 \times 7,5}{2}$.
De là $\text{N} \frac{1}{2} \text{O}$ 1 vol. de protoxyde d'azote; ou $\text{N}^2 \text{O}$ ou NO , = 2 vol., analogue à $\text{H}^2 \text{O}$ ou HO = 2 vol. de vapeur d'eau.

Le protoxyde d'azote a été découvert en 1792 par Priestley, qui l'obtint pour la première fois en traitant le zinc par l'acide nitrique faible.

Dans ces derniers temps, M. Natterer est parvenu à liquéfier le gaz protoxyde d'azote sous une pression de 150 atmosphères et à une température de -102° . Ainsi liquéfié, le protoxyde d'azote présente un aspect laiteux, dû à une portion de gaz solidifié, en suspension dans le liquide. Versé sur un filtre, à l'air libre, il se prend en une masse solide, blanche, non poreuse.

Le bioxyde (deutoxyde) d'azote est un gaz incolore comme le protoxyde d'azote. Il est impossible d'en apprécier l'odeur, parce qu'il se convertit immédiatement, au contact de l'air, en un autre composé (acide hypoazotique). Sa densité est 1,0558. Il est beaucoup moins soluble dans l'eau que le protoxyde d'azote. 100 volumes d'eau n'en dissolvent que 3 volumes. Le bioxyde d'azote est un composé indifférent, comme le protoxyde d'azote. En évitant soigneusement tout contact de l'air, on constate qu'il ne rougit pas la teinture de tournesol; mais à peine a-t-il le contact de l'air, qu'il passe, en absorbant la moitié de son volume d'oxygène, à l'état d'acide hypoazotique coloré en jaune orangé, lequel rougit la teinture de tournesol. A cause de cette faculté absorbante, on s'en est servi quelquefois du bioxyde d'azote

dans l'analyse de l'air ; mais ce moyen est peu exact , car , dans certaines circonstances , le bioxyde d'azote peut absorber un bien plus grande quantité d'oxygène , en formant un mélange d'acide azotique et d'acide hypoazotique. Le phosphore brûle dans le bioxyde d'azote avec un vif éclat , comme dans le protoxyde d'azote. Le soufre n'y brûle pas. Le bioxyde d'azote ne forme pas de mélange explosif avec l'hydrogène. Le mélange de bioxyde d'azote et d'hydrogène brûle avec une flamme d'un vert pâle , qu'on pourrait confondre avec la flamme du chlore. Lorsqu'on fait arriver du bioxyde d'azote dans de l'acide azotique à différents degrés de concentration , on obtient des colorations vertes , bleues , jaunes , et les différentes nuances de ces colorations ; en même temps le bioxyde d'azote est absorbé par l'acide nitrique. Une dissolution de sulfate de fer absorbe une très-grande quantité de bioxyde d'azote ; et la dissolution , qui perd sa transparence , devient d'un brun très-foncé. Cette liqueur foncée , exposée à l'air , absorbe beaucoup d'oxygène , et se colore en jaune d'ocre. La dissolution de sulfate de cuivre , dans laquelle on fait arriver un courant de bioxyde d'azote , se colore en beau vert plus ou moins foncé. Cette dissolution , abandonnée à l'air , laisse un dépôt noir. Le bioxyde d'azote étant chauffé dans un tube de porcelaine contenant du fer , se décompose en protoxyde d'azote et en oxygène , qui se porte sur le fer pour l'oxyder. En traitant des rognures de cuivre par de l'acide azotique étendu d'eau , on obtient le bioxyde d'azote , qui se dégage avec effervescence. Les premières portions qui se dégagent sont colorées en jaune (acide hypoazotique) ; on ne les recueille point. Il faut recevoir le gaz sur le mercure ou sur de l'eau bouillie (privée d'air). En faisant la même expérience avec le fer ou le zinc , l'action est extrêmement vive , et le bioxyde d'azote est toujours mêlé d'un peu de protoxyde d'azote. Dans tous les cas , l'acide azotique se décompose , oxyde le métal à ses dépens , et se réduit en un composé d'azote et d'oxygène , contenant moins d'oxygène que l'acide azotique. On a pour résidu un azotate du métal qu'on a employé.

Analyse au moyen du potassium : 100 volumes de bioxyde d'azote donnent un résidu de 20 volumes (azote) ; 30 volumes ont été absorbés par le potassium , et ces 30 volumes sont de l'oxygène. Donc , 1 volume de bioxyde d'azote se compose de 1/2 volume d'azote et de 1/2 volume d'oxygène. Formule : $\text{NO}^2 =$ volumes de bioxyde d'azote.

AZOTEUX (Acide). Synonyme : *Acide hypoazoteux*. L'acide azoteux est un liquide incolore à -20° , et coloré en jaune foncé à la température ordinaire. Sa densité est 1,43. Il répand des vapeurs rutilantes , qui , une fois mêlées à l'air , ne se condensent que très-difficilement. L'eau lui fait subir différents phénomènes de coloration : une petite quantité d'eau le colore en vert ; une quantité d'eau plus

grande , en bleu , jusqu'à ce que l'acide devienne incolore dans son plus grand état d'affaiblissement. L'acide azotique fumant du commerce présente les mêmes phénomènes au contact de l'eau. L'acide azoteux se décompose au contact de l'eau : il se dégage du bioxyde d'azote , et l'eau qui reste tient en dissolution un mélange d'acide azotique et d'acide azoteux. Il éprouve une décomposition analogue au contact des alcalis. L'acide azoteux cède plus facilement son oxygène aux corps oxydables que l'acide nitrique. L'acide azoteux existe dans l'acide nitrique fumant , obtenu par la distillation du salpêtre avec une quantité d'acide sulfurique équivalente à la potasse du salpêtre employé. On obtient l'acide azoteux pur , en condensant du gaz bioxyde d'azote avec le quart de son volume d'oxygène à -20° , et à l'abri du contact de l'air. On l'obtient également pur et anhydre par la distillation de l'azotate de plomb desséché. Dans cette opération , il faut avoir soin d'entourer le récipient d'un mélange réfrigérant. L'acide azoteux se compose , en centièmes , de

57,11 d'oxygène ,

62,89 d'azote ,

ou de 2 vol. d'azote et de 3 vol. d'oxygène $= \text{NO}^3$ ou $\text{Az}^2 \text{O}^3$. Les vapeurs rutilantes qui prennent naissance pendant la décomposition de l'acide azotique , ont été regardées , par quelques chimistes , comme appartenant à un acide particulier , appelé *acide hypoazotique* par les uns et *acide azoteux* par les autres. Cet acide , auquel on a donné la formule de NO^4 (2 vol. d'azote combinés avec 4 volumes d'oxygène) , ne se combine avec les bases ni directement ni indirectement ; et il faut le considérer comme une combinaison de 1 équiv. d'acide azoteux avec 1 équiv. d'acide azotique. En effet ?

$\text{NO}^5 = 1$ équiv. d'acide azotique ,

$\text{NO}^3 = 1$ équiv. d'acide azoteux .

$\text{N}^2 \text{O}^8 = 2\text{NO}^4$.

Cet acide , auquel M. Baudrimont a donné le nom d'*acide azotosique* , paraît être analogue à ces *acides conjugués* dont la chimie organique offre de nombreux exemples.

AZOTIDE BENZOÏLIQUE. Corps pulvérulent , blanc , cristallin , qui s'obtient comme résidu insoluble dans l'alcool bouillant , pendant la préparation de l'*azobenzoïle*. Il se décompose à une température élevée. M. Laurent , qui l'a découvert , lui donne la formule . $\text{C}^4 \text{H}^5 \text{N}$.

AZOTIDE DE CHLORE. (*Chlorure d'azote.*) Composé liquide , d'une couleur fauve , d'une odeur piquante , particulière. Sa densité est 1,635. Il est si peu stable , qu'il se décompose déjà à la température de 3° ; sa décomposition est accompagnée d'une explosion terrible. Comme les deux éléments de ce corps sont des fluides élastiques (chlore et azote) très-condensés , on conçoit que leur séparation doit avoir pour effet une détonation violente

et souvent dangereuse. Aussi faut-il manipuler ce corps avec une grande dextérité, et se mettre à l'abri du danger d'être blessé. Le chlorure d'azote ne paraît jouer ni le rôle d'acide ni celui de base. Des quantités minimes de phosphore, d'huile grasse, d'oxyde de plomb, de succin, produisent une détonation violente, quand on les met en contact avec le chlorure d'azote : l'azote et le chlore reprennent leur état élastique. D'autres corps, comme le sucre, la gomme, quelques résines, et plusieurs métaux, ne produisent rien de semblable. Le cuivre et le mercure le décomposent sans détonation. Une goutte de chlorure d'azote, versée sur un morceau de papier, et exposée à la lumière, détone comme un violent coup de fusil. Pour l'obtenir, on fait arriver un courant de chlore gazeux dans une dissolution de sel ammoniac (chlorure d'ammonium). Il se forme bientôt de petites bulles oléagineuses qui se rassemblent au fond du vase, et qu'il faut séparer à mesure qu'elles se produisent. Cette réaction s'explique facilement : L'ammoniac se compose d'hydrogène et d'azote (NH_3) ; le chlore se substitue à l'hydrogène (de l'ammoniac), et, en se combinant avec l'azote qui reste, il donne naissance au composé en question. On ne connaît pas la composition exacte du chlorure d'azote. Il est probablement composé de 3 équivalents de chlore et de 1 équiv. d'azote, composition analogue à celle de l'ammoniac. Sa formule serait donc NCl_3 .

Ce corps, si dangereux à manier, a été découvert par Dulong. Cette découverte lui a coûté un œil et un doigt. L'explosion eut lieu avec tant de violence, que la table sur laquelle se trouvait l'appareil de l'opérateur fut enfoncée.

AZOTIQUE (Acide). Cet acide, également connu sous les noms d'*acide nitrique*, d'*eau-forte d'esprit de nitre*, d'*acide du sa être*, d'*azotate hydrique* (Baudrimont), a été découvert par Geber, au neuvième siècle (Voy. Hofer, *Histoire de la Chimie*, tome 1, pag. 321). L'acide azotique est liquide, incolore, inodore, d'une saveur brûlante, et fortement acide. Sa densité est 1,53. Il se congèle à -40° . Il bout à 86° . Étant bien concentré, il fume à l'air. La lumière le décompose, en donnant naissance à de l'acide hypoazotique coloré en jaune, et à de l'oxygène. Il peut être mêlé d'eau en toutes proportions. Affaibli, il ne fume plus, et ne se décompose plus sous l'influence de la lumière ; de plus, il bout à une température plus élevée, et on ne peut plus le décomposer que dans un tube de porcelaine chauffé au rouge. La dissolution aqueuse, qui ne contient que quelques traces d'acide, bout à 100° comme l'eau. Entre l'acide le plus étendu et l'acide le plus concentré (qui bout à 86°), il y a un acide intermédiaire qui ne bout qu'à 120° . Ce fait remarquable prouve que l'eau joue ici comme partout un rôle important. Le poids spécifique de l'acide diminue en propor-

tion de l'eau qu'il contient. L'acide azotique rougit la teinture du tournesol en couleur pelure d'oignon. Dans son plus grand état de concentration, il contient au moins un équivalent d'eau. En le combinant avec une base, on peut en éliminer toute l'eau, dont on évalue exactement la quantité en pesant l'azotate avant et après la calcination. C'est un acide peu stable ; il se décompose facilement, en cédant son oxygène à d'autres corps. Aussi ses éléments (oxygène et azote) ne se combinent-ils pas par voie directe ; il faut au moins un équivalent d'eau pour les maintenir en état de combinaison. L'acide azotique est aussi utile pour oxyder les corps que le charbon pour les désoxyder. L'azote, le protoxyde ou le bioxyde d'azote, résultant de la décomposition de l'acide azotique, ne se combinent pas avec les corps qu'on veut oxyder ; c'est ce qui donne à l'acide azotique, comme corps oxygénant, un grand avantage sur les acides chlorique, iodique et bromique. L'acide azotique, mis en contact avec les corps auxquels il cède son oxygène, soit à froid, soit à chaud, peut donner naissance au moins à quatre produits différents, suivant que l'affinité de ces corps pour l'oxygène est plus ou moins grande.

1° Le potassium, le sodium, le fer à la température rouge, mis en contact avec l'acide azotique, donnent de l'azote.

2° Le cuivre, le plomb et le zinc, donnent du bioxyde d'azote, mêlé d'un peu de protoxyde d'azote.

3° Le fer à froid et l'azotate d'ammoniac à chaud donnent du protoxyde d'azote.

4° Le mercure, le soufre, le phosphore et beaucoup d'autres corps, donnent de l'acide hypoazotique, mêlé de bioxyde d'azote ; une partie d'acide azotique se décompose, oxyde le métal employé, lequel se dissout dans la partie d'acide azotique non décomposé, pour former un azotate. Le plomb, le cuivre, le zinc, le fer, sont dans ce cas ; pour ces deux derniers métaux, l'action est si vive, même à froid, que non-seulement l'acide azotique, mais une partie de l'eau de l'acide se décompose pour former de l'ammoniac. L'acide azotique le plus concentré possible n'attaque ni le fer, ni le zinc. On peut préserver ces métaux de l'oxydation, en les conservant dans de l'acide azotique bien concentré ; mais, dès qu'on y ajoute un peu d'eau, la réaction a lieu instantanément avec beaucoup de violence. Ici se place une observation très-importante, qui a été récemment faite par M. Milon. L'acide azotique ne doit sa propriété d'attaquer les métaux qu'à des traces de gaz nitreux qui, en raison de sa petite quantité, jouerait ici un rôle analogue à celui du ferment.

L'acide azotique forme des azotates avec les oxy-bases. Il détruit les étoffes de nature organique. Il perce le drap avec facilité, et carbonise la peau. L'acide azotique tache la peau en jaune. Cette tache, sans odeur, per-

siste jusqu'après la destruction de l'épiderme. La tache de l'iode, avec laquelle on pourrait la confondre, ne persiste pas; elle disparaît d'elle-même au bout de peu d'instants, en répandant l'odeur de l'iode. Mis en contact avec de la planure de cuivre, il se décompose à froid, en répandant (à l'air) des vapeurs rutilantes que l'odeur et leur densité ne permettent pas de confondre avec les vapeurs de brôme, qui ont le même aspect. L'acide azotique, mêlé d'un peu d'acide sulfurique, en flamme à froid l'huile essentielle de térébenthine. Quant à son action sur le bioxyde d'azote (voyez Bioxyde d'azote), mêlé avec de l'acide chlorhydrique, il produit l'eau régale, qui dissout l'or (*rex metallorum*). L'eau régale a été appelée à tort acide hydrochloronitrique, car ce n'est pas un acide particulier, mais un mélange d'acide hypoazotique, d'acide azotique, d'un peu d'acide chlorhydrique, et d'eau de chlore. C'est surtout le chlore qui prédomine, et c'est à lui que l'eau régale doit sa propriété dissolvante. Ce chlore provient de la décomposition partielle de l'acide azotique, dont une partie de l'oxygène forme, avec l'hydrogène de l'eau, de l'acide chlorhydrique, en mettant le chlore en liberté. L'acide azotique est, en se décomposant, réduit à l'état d'acide hypoazotique coloré en jaune. Comme les éléments de l'acide azotique existent dans l'air, Priestley eut le premier l'idée de produire l'acide azotique, en foudroyant de l'air par une série d'étincelles électriques. L'expérience ne répondit pas d'abord à son attente. Enfin, après avoir ajouté un peu de potasse à l'air, emprisonné dans un siphon de verre placé sur le mercure, il obtint de l'acide azotique combiné avec la potasse (nitre). En foudroyant par une série d'étincelles électriques un mélange d'oxygène et d'azote, placé sur l'eau, on produit un peu d'acide azotique, qui se dissout immédiatement dans l'eau; mais la combinaison n'est pas aussi complète qu'avec la potasse, parce que celle-ci a une bien plus grande affinité que l'eau pour l'acide qui se produit. Aucun de ces moyens n'est employé pour préparer l'acide azotique pour les usages ordinaires.

Pour le préparer en grand, on distille ensemble de l'acide sulfurique et de l'azotate de potasse ou de l'azotate de soude (*salpêtre du Chili*). L'acide sulfurique prend la place de l'acide azotique qu'on recueille. Si l'on n'emploie que la quantité d'acide sulfurique exactement nécessaire pour former, avec la potasse de l'azotate, du sulfate neutre de potasse, on n'obtient pas tout l'acide azotique qu'on devrait obtenir. C'est ce qui fait que

l'on est obligé d'employer un peu plus d'acide sulfurique qu'il ne faut, afin d'obtenir du sulfate acide de potasse pour résidu. Pendant cette action, la cornue se remplit d'une vapeur rouge (acide hypoazotique), que l'eau dissout pour former de l'acide azotique, qui s'ajoute à celui qui se dégage tout formé. Dans les arts, on prépare l'acide azotique en chauffant un mélange de sulfate de fer (vitriol vert) et de salpêtre. Par voie de double échange, il se produit d'abord du sulfate de potasse et de l'azotate de fer. Celui-ci se décompose ensuite par le contact de la chaux, et donne l'acide azotique mêlé de vapeur d'acide hypoazotique, qu'on recueille dans l'eau. Le meilleur procédé consiste à traiter 100 parties de salpêtre avec 97 parties d'acide sulfurique. Le mélange, dans les proportions indiquées, n'exige pas plus de 125° de température pour donner, à la distillation, 62,29 parties d'acide azotique. Il reste dans la cornue du sulfate acide de potasse. L'acide ainsi obtenu, quoique très-concentré, contient environ 14 pour cent d'eau. Comme l'acide azotique contient presque toujours un peu d'acide chlorhydrique provenant du sel marin contenu ordinairement dans le salpêtre, il faut le distiller sur du nitrate d'argent, afin de l'avoir pur. — L'acide azotique n'existe pas dans la nature à l'état de liberté. Celui qui peut prendre naissance dans les temps d'orage, sous l'influence de la foudre, se trouve toujours combiné avec une base, telle que la chaux ou l'ammoniaque (Liebig). L'azotate de potasse et de soude (salpêtre) sont les principales sources de l'acide azotique. En décomposant l'acide azotique au moyen du potassium, on trouve que 100 parties de cet acide se composent de

26,13 d'oxygène,
75,83 d'azote.

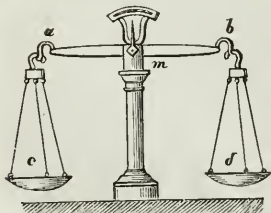
Sa capacité de saturation est 14,99. Sa formule réelle est NO^5 ou $\text{Az}^2 \text{O}^5$; celle de l'acide le plus concentré $=\text{NO}^3 + \text{HO}$. L'acide azotique est employé, comme dissolvant, dans l'analyse des métaux. C'est un des poisons les plus corrosifs. Uni à l'alcool, il constitue le nitre dulcifié.

AZOTITES (*Hypoazotites*). Ce genre de sel offre peu d'intérêt. Les azotites ont de l'analogie avec les azotates. Comme ceux-ci, ils sont décomposés par le feu et par l'action des acides forts, avec dégagement de vapeurs rutilantes, mélange d'acide azoteux et d'acide azotique. L'azotite de plomb est coloré en jaune. Les azotites sont solubles dans l'eau. Dans les azotites (MO , NO^3), l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde comme 5 : 1.

On obtient les azotites par la calcination incomplète des azotates.

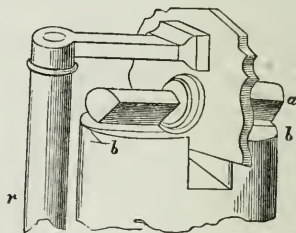
BAINS. Vases remplis d'eau, d'huile ou de sable. On se sert de ces bains pour y plonger les corps à chauffer, lorsque l'on ne veut pas dépasser une température déterminée, ou lorsqu'on veut obtenir une température longtemps soutenue. Le *bain-marie* ou bain d'eau consiste en un vase contenant de l'eau, dans lequel on plonge un second vase renfermant le produit à chauffer. Ce bain a l'avantage de ne pouvoir atteindre une température supérieure à 100°. La vapeur d'eau qui s'échappe du bain pouvant être nuisible à l'opération, on peut l'éviter en opérant dans un vase hermétiquement fermé, à l'exception d'un trou ménagé dans le couvercle, et auquel on adapte un tube qui conduit la vapeur où l'on veut. — *Bain de vapeur.* Pour l'obtenir, on se sert d'un vase à doubles parois, entre lesquelles on fait circuler de la vapeur. Par ce moyen, les matières qui plongent dans le bain étant renfermées dans un vase particulier, qui permet la circulation de l'air entre les parois et celles du bain, atteignent difficilement la température de 100°, et on a la certitude qu'elles ne la dépassent jamais. — *Bain d'huile.* Le bain d'huile se dispose comme le bain-marie. Il peut être chauffé facilement jusqu'à 300°. Ce bain exige un thermomètre qui en indique constamment la température. — *Bain de sable.* Le bain de sable se prépare en remplissant en partie une chaudière de grès ou de fonte avec du sable. On y plonge le vase renfermant le produit que l'on veut soumettre à la chaleur.

BALANCE. Instrument qui sert à comparer les masses des corps, c'est-à-dire à trouver la quantité ou la différence de leurs poids. La balance ordinaire se compose d'un fléau *ab*, soutenu au milieu *m* par une tige solide; les bras *am* et *bm* portent les bassins *c* et *d*, mobiles à leurs points d'attache (fig. 1).

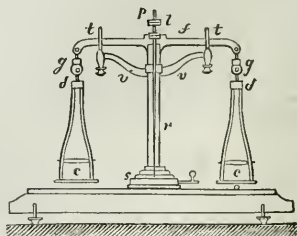


Les bassins étant équilibrés, l'un reçoit le corps à peser et l'autre des poids marqués, jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli. Le poids du corps est exprimé par le nombre des grammes ou fractions de grammes qu'il a fallu pour que le fléau soit parfaitement horizontal. Si la balance n'est pas juste, en d'autres termes, si ses deux bras ne sont pas égaux, un point du corps ne sera plus représenté par les grammes qui lui font équilibre dans le bassin opposé :

car les poids sont entre eux en raison inverse du bras de balance (bras de levier), et ils ne sont égaux que lorsque les bras le sont aussi. Dans l'impossibilité de construire une balance dont les bras soient mathématiquement égaux, on a imaginé la *méthode des doubles pesées*, ou des *pesées par substitution*. Cette méthode consiste à équilibrer le corps avec du sable ou d'autres objets, à retirer le corps après que l'équilibre est établi, et à lui substituer les grammes ou fractions de grammes nécessaires pour rétablir l'équilibre. — Pour les pesées exactes, la balance ordinaire ne suffit pas. On emploie alors une balance qui trébuche facilement à 1 milligramme, chaque bassin étant chargé de 1 kilogr. Les conditions qu'exige la construction d'une telle balance ont été parfaitement indiquées par M. Pouillet. Voici ces conditions : 1° Le fléau est traversé par un couteau d'acier *a*, dont le tranchant repose sur des plans *b* d'acier ou d'agate; de cette manière, le contact du fléau sur les supports n'éprouve que le moindre frottement possible (fig. 2).



2° Les deux bassins *c* (fig. 3) s'attachent au fléau au moyen du crochet *d* et de la griffe *g*, qui va reposer sur le tranchant du couteau. Tous ces points de contact sont à arêtes moussetées et en acier; il en résulte que le centre de gravité de chaque bassin et des poids qu'il contient se place librement dans la verticale du tranchant du couteau, et que la distance de ce tranchant de la suspension reste invariable pendant les oscillations de la balance.



3° Le centre de gravité du fléau peut être élevé ou abaissé au moyen de l'écrin *l* (fig. 3), qui se meut sur la vis *p*. Le poids de cet écrin et la longueur de la vis sont tellement combinés, qu'en donnant successivement à l'écrin les trois positions *i*, *k*, *l*, le centre de gravité du fléau se trouve successivement aux trois points *m*, *n*, *o*. (fig. 4).



Dans le premier cas, l'équilibre est instable et la balance est folle; dans le second cas, l'équilibre est indifférent; enfin dans le troisième cas, l'équilibre est stable, et le fléau accomplit une série d'oscillations plus ou moins rapides, suivant que le centre de gravité est plus ou moins abaissé au-dessous du tranchant du couteau. On voit en même temps que si l'équilibre n'est pas rigoureusement établi, s'il manque par exemple 1 milligramme dans l'un des bassins, le fléau penchera du côté du poids le plus fort, et que pour la même différence de 1 milligramme il penchera d'autant plus que le centre de gravité sera moins abaissé au-dessous du tranchant du couteau. Au moyen de l'écrin *l*, on peut donc à volonté augmenter ou diminuer la sensibilité de la balance. Pour apprécier d'une manière exacte, soit l'inclinaison du fléau, soit l'amplitude des oscillations, on y adapte une longue aiguille *r* (fig. 2 et 3), qui se meut sur une division circulaire *s*, dont le centre est sur le tranchant du couteau *a*.

4° Pour conserver le poli du couteau de suspension *a* et les plans sur lesquels il repose, on adapte à la balance un système de fourchettes *t* (fig. 3), qui viennent saisir le fléau par-dessous, et qui le maintiennent seulement pendant que l'on change les poids des bassins; puis, en laissant doucement redescendre les fourchettes, le couteau vient se reposer sur ses plans, et le fléau peut faire des oscillations plus ou moins grandes, suivant que les fourchettes ont été plus ou moins abaissées.

Tels sont les principes qui doivent présider à la construction d'une balance parfaitement exacte. — Nous ne parlerons pas des nombreuses espèces de balances, auxquelles les inventeurs ont attaché leurs noms, et qui toutes reposent sur l'application plus ou moins modifiée des principes exposés.

BALANCE DE TORSION. Un fil métallique tendu verticalement par un certain poids, et tourné sur lui-même de plusieurs révolutions, fait un effort pour revenir sur lui-même et prendre sa position primitive. Coulomb a imaginé un appareil particulier pour étudier cette force de torsion. Par une série d'expériences, il est arrivé aux lois suivantes :

1° La force de torsion est proportionnelle à l'angle de torsion

2° Elle est, dans un même fil, en raison inverse de sa longueur et indépendante de sa tension;

3° Pour des fils de même substance et de différente épaisseur, elle est proportionnelle à la quatrième puissance des diamètres.

Ces lois ont été confirmées par des expériences faites avec des cheveux, avec des fils de soie, de fer, de lait et d'argent.

BALANCE HYDROSTATIQUE. Voyez ARÉOMÈTRE (de Nicholson).

BALLOX. Vaisseau de verre sphérique, qui peut servir soit de récipient, soit de corne des distillations. *Balloon aérostatique.* Voyez AÉROSTAT.

BAROMÈTRE (de βάρος, pesanteur et μέτρον, mesure). Instrument destiné à mesurer le poids de la colonne d'air qui presse de toute part la surface du globe. On attribue généralement la découverte du baromètre à Toricelli, disciple de Galilée. Les fontainiers savaient depuis longtemps que l'eau ne monte qu'à environ 32 pieds dans les pompes aspirantes, quelle que soit leur longueur. Galilée vit le premier dans ce phénomène, qu'on expliquait par l'*horreur du vide*, un fait d'équilibre. Toricelli démontra ce que son maître avait entrevu : il fit voir, en 1643, qu'une colonne d'air, prise dans l'atmosphère, se met en équilibre avec une colonne d'un autre fluide qui a la même base. Pour cela, il fit couler du mercure dans un tube de verre qui avait environ trois pieds de longueur, et qui était fermé hermétiquement par un bout. Lorsque le tube fut entièrement plein, il boucha l'orifice avec le doigt, et après l'avoir renversé dans un vase rempli de mercure, il ôta le doigt. Le tube ainsi plongé et ouvert par le bas, se vida en partie; mais il resta une colonne de mercure d'environ 28 pouces (0 m. 76) de hauteur. — Le vide qui reste au-dessus de la colonne de mercure s'appelle le *vide barométrique*. En considérant maintenant que ces colonnes de liquides, soutenues au-dessus de leur niveau, diminuent de hauteur comme leurs densités augmentent; que la même cause qui soutient l'eau à 32 pieds ne peut soutenir le mercure qu'à 28 pouces; que d'ailleurs ces deux colonnes, si différentes en longueur, sont égales en poids, puisque le poids du mercure est à celui de l'eau comme 15,333 est à 1,000, Toricelli fut forcé de reconnaître que la suspension de ces liquides est un fait d'équilibre, puisqu'elle concorde si exactement avec les lois de la statique. Il résulta donc de ce raisonnement que, pour exercer des pressions égales, les colonnes liquides doivent avoir des hauteurs qui soient en raison inverse de leur densité. — La *hauteur* du baromètre est la colonne verticale *s* (fig. 1) au-dessus du niveau *ab*; elle varie suivant les localités; la *hauteur normale*, à laquelle on rapporte toutes les autres, est de 76 centimètres.



Cette donnée fournit la véritable mesure de la pression atmosphérique, exprimable en kilogrammes. Bien que nous ignorions la hauteur totale de l'atmosphère, nous savons cependant que la pression qu'elle exerce sur sa base est exactement égale à la pression exercée par la colonne de mercure qui lui fait équilibre. Or, la pression exercée par la colonne de mercure sur l'unité de surface est égale à son poids, c'est-à-dire à son volume, multipliée par le poids de l'unité de son volume, ou à $1.76. \pi. d$; π étant le poids du centimètre cube d'eau = 0 k. 001, et d la densité du mercure = 13, 598. De là, le calcul donne 1 k. 053 pour la pression atmosphérique, rapportée au centimètre carré. Mais cette pression n'a d'autre cause que la somme des poids de toutes les molécules composant une colonne d'air ayant pour base un centimètre et pour hauteur toute l'atmosphère. Cette colonne pèse donc exactement 1 k. 053. Une colonne d'air ayant pour base un décimètre pèsera, par conséquent 1 k. 053 + 100 = 105 k. 3; et une colonne d'air ayant pour base un mètre pèsera 105 k. 3 + 100 = 10550 kilogram. Enfin, en désignant par n la surface de la terre estimée en mètres carrés, on aura la pression de toute l'atmosphère sur le globe = 1055 k. + n . Si les couches d'air étaient à toutes les hauteurs d'une égale densité, il serait facile, avec les données barométriques, d'évaluer la véritable hauteur de l'atmosphère; car cette hauteur x et la hauteur 0 k. 76 de la colonne de mercure seraient entre elles en raison inverse des poids spécifiques de l'air et du mercure, et l'on aurait :

$$\frac{x}{76} = \frac{13,598 \text{ (poids spécifique du mercure)}}{0,0012991 \text{ (poids spécif. de l'air, par rapport au mercure)}}$$

$$\text{ou } x = \frac{76. 13,5980}{0,0012991} =$$

793310 centimètres = 7933 mètres, c'est-à-dire un peu moins de deux lieues. Mais ce nombre est loin de représenter la hauteur réelle de l'atmosphère; car celle-ci n'est pas homogène, et la densité de l'air diminue avec la hauteur.

Toutes les variations qui influent plus ou moins sur le poids de l'air qui nous environne sont exactement indiquées par les baromètres, véritables balances gazométriques. Ces variations sont *accidentelles* ou *horaires*. Pour les apprécier, il importe d'abord de savoir quelle est la *hauteur moyenne* du baromètre dans une localité déterminée. Or, on sait, par une suite d'expérience, que dans nos climats la hauteur barométrique moyenne de chaque jour coïncide avec l'heure de midi. Ainsi, en observant cette moyenne pendant trente jours du mois, et en prenant le huitième

de la somme, on aura la *hauteur moyenne du mois*; et en faisant autant des moyennes des douze mois, on aura la *hauteur moyenne de l'année*. Depuis trente ans, la hauteur moyenne du baromètre, pour la localité de Paris, n'a pas varié sensiblement; elle est à peu près de 736 millimètres; la plus grande différence est de trois millimètres. — *Variations accidentelles*. Dans les pays de la zone tempérée et dans les climats du Nord, le baromètre est en oscillation permanente au-dessus et au-dessous de la hauteur moyenne de l'année; quelquefois il éprouve des secousses subites. C'est ainsi que, dans le mois de février de l'année 1821, le baromètre atteignit, à Paris, son maximum d'élevation (781 millimètres) et son minimum (719 millimètres), dans le mois de décembre de la même année. — *Variations horaires*. M. de Humboldt a démontré, par de longues séries d'observations, que le baromètre éprouve, sous l'équateur, des mouvements d'ascension et de dépression si réguliers (exécutés sur une échelle de deux millimètres), qu'ils pourraient, comme les mouvements de l'horloge, servir à marquer les heures. Ainsi, dans les régions équatoriales le baromètre atteint le maximum de hauteur à 9 heures du matin; passé 9 heures, il descend jusqu'à 4 heures ou 4 1/2 de l'après-midi, où il arrive à son minimum; ensuite il remonte jusqu'à 11 heures du soir, où il atteint son second maximum, et il redescend enfin jusqu'à 4 heures du matin. Dans nos climats, les variations horaires sont très-difficiles à démêler des variations accidentelles si fréquentes. Cependant, Ramond est parvenu à constater qu'elles varient avec les saisons. Ainsi, en hiver, le maximum est à 9 heures du matin, le minimum à 5 heures de l'après-midi, et le second maximum à 9 heures du soir. En été, le maximum est avant 8 heures du matin, le minimum à 4 heures de l'après-midi, et le second maximum à 11 heures du soir. Au printemps et en automne, les heures critiques sont intermédiaires entre ces données. — Les variations indiquent un changement *actuel* dans l'état de l'atmosphère. Ceux qui croient y voir un changement *futur*, l'annonce de la pluie ou du beau temps, se trompent souvent dans leurs prédictions. Dans toutes les observations barométriques, il y a en général deux corrections essentielles à faire: l'une pour la capillarité, et l'autre pour la température. La correction de température dépend à la fois du coefficient de dilatation du mercure et du coefficient de dilatation de l'échelle sur laquelle sont marquées les divisions. Les coefficients de dilatation étant connus, il est facile de faire des tables de correction.

Construction du baromètre. On peut donner à cet instrument les formes les plus variées; à cet égard on n'est astreint à aucune règle fixe. Mais il y a des conditions essentielles qu'il est absolument indispensable de remplir. 1° Il faut que le mercure soit par-

faitement pur, exempt d'oxyde, et qu'il ne fasse pas queue, comme on dit vulgairement; 2° il faut disposer l'appareil de manière qu'on puisse à chaque instant mesurer la vraie hauteur du baromètre; 3° il faut que le vide soit parfait au-dessus de la colonne de mercure. Nous ne pouvons pas entrer ici dans les détails minutieux qu'exige la construction d'un baromètre. Ces détails sont l'affaire du fabricant. On distingue en général deux sortes de baromètres : les baromètres à siphon et les baromètres à cuvette; dans les premiers, le tube est recourbé en forme de siphon; dans les derniers, il plonge tout droit dans une cuvette plus ou moins large. Le baromètre le plus commode pour le transport, et celui dont les voyageurs se servent plus particulièrement, c'est le baromètre de M. Gay Lussac (fig. 2).



La branche ouverte n'est percée que d'un trou capillaire *a*, assez grand pour laisser entrer l'air librement, mais trop petit pour laisser sortir le mercure (fig. 3).

Une disposition ingénieuse empêche l'air de pénétrer dans la branche fermée et de venir déprimer le sommet de la colonne de mercure, lorsqu'on renverse l'instrument pour le transporter, et qu'on le retourne ensuite pour faire une observation : il existe au bas de la branche fermée un évasement *b*, dans lequel plonge une pointe *c*; cette soudure se fait aisément à la lampe. Or, si de l'air se présente pour monter dans le vide, il ne peut pas pénétrer par la pointe *c*, mais il va se loger en *d*, vers le haut de l'évasement; et quand on voit qu'il s'en est rassemblé là une certaine quantité, on le fait sortir par le renversement, afin que la pointe *c* reste toujours plongée dans le mercure. — Les autres baromètres dont on fait le plus souvent usage sont ceux de Jecker, appelés baromètre à cadran, et celui de Fortin.

BARYTE (de βαρύς, pesant) ; synonyme : Terre pesante, protoxyde de baryum. Terre alcaline découverte par Scheele en 1774. Pour démontrer que la terre du spath pesant (sulfate de baryte) est différente de la chaux, Scheele calcina, dans un creuset, un mélange pâteux de ce spath, de poussière de charbon et de miel, et attaqua la masse hépatique (sulfure de baryum) par l'acide muriatique. Il obtint ainsi une solution (chlorure de baryum), qu'il précipita par une lessive de potasse; il donna ensuite tous les caractères propres à distinguer ce précipité blanc (carbo-

nate de baryte] de la chaux. (Voyez Hofer, *histoire de la chimie*, tome II, pag. 470). La baryte sèche, anhydre, se présente sous forme d'une matière grisâtre, poreuse, d'une saveur caustique et alcaline. Sa porosité tient à son mode de préparation. Elle est très-facile à réduire en poudre, sans apparence de cristallisation. Elle est très-caustique; et si la baryte ne caustrise pas aussi bien que la potasse, c'est qu'elle est moins soluble que cet alcali. Sa densité est 4.0. Elle ne fond qu'à une température excessivement élevée. Au contact de l'eau, elle présente le même phénomène que la chaux. Lorsqu'on fait tomber quelques gouttes d'eau sur la baryte caustique anhydre, celle-ci fait entendre un bruit comme celui d'un fer rougi : l'eau disparaît, et s'unit intimement à la baryte. En y ajoutant plus d'eau, la baryte blanchit et se réduit en poudre, en même temps qu'il se produit une chaleur énorme. On dit alors que la baryte se délite. La baryte se transforme aussi en hydrate de baryte, semblable à l'hydrate de potasse ou de soude. A quelque température qu'on l'expose, cet hydrate retient toujours au moins 1 équivalent d'eau. La baryte est beaucoup moins soluble dans l'eau que la potasse : 100 parties d'eau n'en dissolvent que 20 parties. Elle est plus soluble à chaud qu'à froid. La dissolution (eau de baryte), faite à chaud, dépose, par le refroidissement, de petits cristaux contenant 10 équivalents d'eau pour 1 équivalent de baryte. Chauffés dans un creuset, ces cristaux laissent dégager 9 équivalents d'eau, 1 équivalent d'eau restant combiné avec la baryte. La baryte hydratée fond au-dessous du rouge, tandis que la baryte sèche, anhydre, obtenue par la calcination de l'azotate de baryte, ne fond qu'à une température excessivement élevée, de sorte qu'on peut la regarder, pour ainsi dire, comme infusible. C'est ce qui explique la divergence d'opinions des anciens chimistes, dont les uns soutenaient que la baryte est infusible, pendant que d'autres, prétendaient le contraire. La baryte sèche, chauffée dans l'oxygène, se transforme en bioxyde (peroxyde de baryum.) En versant sur la baryte sèche quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, il se produit une température extrêmement élevée : la baryte devient incandescente, et le vase dans lequel on opère est ordinairement brisé. Exposée à l'air, la baryte, comme les alcalis, attire l'humidité et l'acide carbonique de l'air, pour se transformer en carbonate hydraté. La baryte est une base vénéneuse. A la dose de 3 décigrammes, elle fait périr un chien de taille moyenne. La quantité de baryum s'unissant à 100 d'oxygène est =

$$\frac{85,29 \text{ (Ba)}}{100 \text{ (O)}}$$

$$93,29 = \text{BaO} \text{ (1 éq. de baryte.)}$$

La baryte est abondamment répandue, à l'état de sulfate (*Schwer-Spath*), en Italie, en Espagne, en Angleterre. Elle existe dans

la nature, combinée avec l'acide carbonique (carbonate), sous le nom de *Withérite*.

En chauffant au rouge l'azotate de baryte dans une cornue de porcelaine, on obtient pour résidu la baryte anhydre. La chaux et la strontiane peuvent être préparées comme la baryte. L'azotate de baryte, exposé à la chaleur rouge, fond, et, en se décomposant, laisse dégager beaucoup de fluides élastiques (oxygène, acide nitreux, etc.), qui en soulevant la masse, la rendent poreuse. On prépare également la baryte, en calcinant au blanc un mélange fait avec 1 partie de carbonate de baryte et 6 à 10 parties de poussière de charbon. Il se dégage beaucoup d'oxyde de carbone, et on obtient pour résidu la baryte mêlée avec un peu de charbon.

La baryte est d'un emploi utile dans les analyses. C'est un excellent réactif de l'acide sulfurique et des sulfates solubles. Le sulfate de baryte et le chlorure d'argent sont les deux sels les plus insolubles que l'on connaisse.

Sels de baryte. Les sels de baryte les plus insolubles sont le carbonate, le fluorure double d'hydrogène et de baryum, et surtout le sulfate. Caractères de ces sels :

1° L'acide sulfurique et les sulfates solubles précipitent les sels de baryte (chlorure de baryum ou azotate de baryte) en blanc. Le précipité, complètement insoluble dans l'eau et dans les acides, se dissout un peu dans l'acide sulfurique bouillant ;

2° Les carbonates solubles les précipitent également en blanc, et le précipité (carbonate de baryte) ne disparaît pas dans un excès d'acide azotique, parce que l'azotate de baryte est insoluble dans l'acide azotique ;

3° L'acide hydro-fluo-silicique y produit un précipité blanc de fluorure double d'hydrogène et de baryum.

Dans les analyses, on dose la baryte à l'état de sulfate, lequel, étant calciné, se compose (en centièmes) de 63,63 de baryte sèche. Il est convenable de produire le précipité dans une dissolution très-étendue d'eau. « L'acide sulfurique, les solutions de chromate de potasse, de succinate d'ammoniaque et d'iodate de soude, précipitent d'abord la baryte, puis la strontiane, et enfin la chaux. Le dernier précipité est le moins complet, l'azotate d'ammoniaque précipite dans un ordre inverse, d'abord la chaux, puis la strontiane et enfin la baryte. L'acide hydro-fluo-silicique précipite la baryte sans précipiter la strontiane ni la chaux. » (H. Rose.)

Le carbonate de baryte se présente sous forme de poudre blanche, insipide, très-peu soluble dans l'eau ; il ne se dissout que dans 4500 parties d'eau froide et dans 2500 parties d'eau chaude. Il se dissout sensiblement dans l'acide carbonique. Le carbonate de baryte ne se décompose qu'à la température blanche. Formule : Ba O, CO². Dans 100 parties de carbonate de baryte, il y a 77,59 de baryte sèche. Le carbonate de baryte existe dans la na-

ture presque toujours mêlé avec du carbonate de chaux. La withérite est un carbonate de baryte naturel. On prépare le carbonate de baryte en précipitant le chlorure de baryum par du carbonate d'ammoniaque.

Sulfate de baryte. Préparé artificiellement (dans le laboratoire), il est sous forme de poudre blanche, sans apparence cristalline. On le trouve cristallisé dans la nature en prismes rhomboédriques, dont le petit angle est 78° 20', et le grand angle 101° 52'. Sa densité est 4,4. Le sulfate de baryte est complètement insoluble dans tous les véhicules, excepté dans l'acide sulfurique bouillant, qui en dissout une quantité notable. Calciné avec du charbon, il donne une masse pyrophorique et phosphorescente (sulfure de baryum), connue autrefois sous le nom de *phosphore de Bologne*. Formule : Ba O, SO³ = 1 équivalent de sulfate de baryte anhydre, qui, dans 100 parties, contient 54,505 d'acide sulfurique. Le sulfate de baryte existe cristallisé dans la nature, sous le nom de *Schwerspath* (spath pesant). On le rencontre en abondance près de Bologne, en Italie.

L'azotate (nitrate) de baryte cristallise en octaèdres réguliers, anhydres. Il est inaltérable à l'air et soluble dans l'eau : à 0°, 100 parties d'eau dissolvent 3 parties de ce sel. Il est complètement insoluble dans l'alcool et dans l'acide nitrique. C'est pourquoi, en versant cet acide dans une dissolution d'azotate de baryte, on obtient un précipité d'azotate de baryte. Exposé à la chaleur, il décrépite et se décompose en oxygène et en vapeurs nitreuses ; il faut chauffer au delà de la chaleur rouge pour avoir la baryte anhydre (protoxyde de baryum) ; car à une température plus basse il se produit un mélange de protoxyde et de peroxyde de baryum. Formule : Ba O, NO⁵ ou BaO Az² O⁵ (en atomes). L'azotate de baryte sert à la préparation de la baryte sèche.

Le chlorure de baryum (*Muriate de baryte*) cristallise en lames rhomboïdales extrêmement vitreuses, ou en lames hexagonales d'une apparence nacrée, contenant 2 équiv. (14,13 p. c.) d'eau. Sa saveur est piquante et désagréable. Il perd son eau de cristallisation à 100°. Il fond à une chaleur rouge, sans éprouver aucune espèce d'altération. Il est fixe. A 130°, 100 parties d'eau en dissolvent 43 parties. Il est insoluble dans l'alcool et dans l'acide chlorhydrique concentré. Cependant, le précipité que produit le chlorure de baryum dans l'acide chlorhydrique, est soluble dans une grande quantité d'eau. Si l'acide chlorhydrique contient un peu d'acide sulfurique (ce qui a souvent lieu), le précipité ne disparaît pas entièrement, quelle que soit la quantité d'eau qu'on y ajoute (le sulfate de baryte étant complètement insoluble). Le chlorure de baryum devient alcalin par un grillage prolongé, en perdant du chlore. Les chlorures de strontium, de magnésium et de plomb se trouvent dans le même cas. Le chlorure de

baryum est vénéneux : a décigrammes suffisent pour faire périr un chien de moyenne taille. On obtient le chlorure de baryum directement, en traitant la baryte par l'acide chlorhydrique. Si l'acide chlorhydrique est gazeux, la combinaison est accompagnée d'une élévation de température très-considérable.

BASES. On désigne sous le nom de base tout corps composé qui a la propriété de se combiner avec un acide pour former ce qu'on est convenu d'appeler un sel. Dans cette combinaison, les propriétés de la base, de même que celles de l'acide, s'effacent également ; elles disparaissent, ou, pour employer le terme consacré, elles se *neutralisent*. Soumis à l'action de la pile, le produit de cette combinaison se décompose : la base se rend au pôle électro-négatif, et l'acide au pôle électro-positif. On distingue les bases en *minérales* et en *organiques*. Les bases minérales sont à leur tour divisées en bases *alcalines* (potasse, soude, ammoniacque), en bases *terreuses* (chaux, magnésie, alumine, etc.), et en bases *métalliques* (oxydes de fer, de plomb, de cuivre, d'argent, etc.). Les bases organiques, appelées encore *alcaloïdes*, *alcalis végétaux*, ne sont connues dans la science que depuis environ trente ans. Les noms de ces composés, qui, outre le carbone, l'hydrogène et l'oxygène, renferment presque tous 1 ou 2 équivalents d'azote, sont, contrairement aux principes posés par Lavoisier et Morveau, tirés en général du nom de la substance qui les fournit. Au lieu d'être terminés en *ite*, comme les bases inorganiques, les alcalis végétaux sont terminés en *ine*. Il est à remarquer que beaucoup d'autres composés organiques, qui cependant ne jouissent pas de propriétés basiques, sont terminés en *ine*.

BASSORINE. Partie essentielle de la gomme de Bassora, de la gomme dragante, du saïep, etc. La bassorine est un peu moins transparente que la gomme arabique, à laquelle elle ressemble. Elle est insoluble dans l'eau froide, et se dissout très-peu dans l'eau chaude. Elle s'y gonfle considérablement, en formant une gelée épaisse et transparente. Elle forme avec les alcalis des solutions claires, précipitables par les sels de plomb. D'après l'analyse des précipités plombiques, la bassorine a, pour composition de 43,14 p. 100 de carbone, 5,53 p. 100 d'hydrogène, 49,31 p. 100 d'oxygène.

BATEAU A VAPEUR. Voyez MACHINES A VAPEUR.

BATTERIE ÉLECTRIQUE. On appelle ainsi un nombre plus ou moins grand de vases de verre, garnis en dedans et en dehors de lames d'étain, excepté leur partie supérieure, qui demeure sans garniture ; ces vases sont contenus dans une boîte de bois doublée aussi de lames d'étain. Cet appareil, ainsi construit, s'électrise à la manière de la *bouteille de Leyde* ; il produit un effet d'autant plus grand, que les vases sont eux-mêmes plus grands ou plus nombreux.

BAUMES (de la *Meeque*, du *Pérou*, de *Tolu*). Ces baumes sont fournis par des plantes dont les genres paraissent encore incertains. Ils se composent en grande partie d'une huile essentielle et d'une résine. Le baume de Tolu renferme, en outre, de l'acide cinnamique et de l'acide benzoïque.

BEBÉRIE. Alcaloïde que M. Rodie prétend avoir découvert dans l'écorce de *Bebera*, que les habitants de la Guyane anglaise emploient contre la fièvre. Ce corps n'a été que superficiellement examiné.

BENJOIN. Suc durci du *Styrax benzoin*, arbre indigène dans les îles de la Sonde. Il se compose d'acide benzoïque, d'une huile essentielle et de trois principes résineux : 1^o résine alpha (C⁷⁰ H⁴² O¹⁴) ; 2^o résine bêta (C²⁰ H²² O⁹) ; 3^o résine gamma (C³⁰ H²⁰ O⁵).

BENZAMIDE. Corps cristallin, blanc, découvert par Woehler et Liebig. On l'obtient en faisant bouillir une solution aqueuse d'acide hippurique, avec de l'oxyde puëe de plomb ; la liqueur renferme l'hippurate de plomb et la benzamide. On détruit le sel de plomb par l'acide sulfurique. La benzamide fond à 113^o, et donne, à une température plus élevée, des vapeurs inflammables. Elle est soluble dans l'eau chaude, dans l'alcool et dans l'éther. Elle est décomposée par les alcalis et les acides, sous l'influence de l'eau, en ammoniacque et en acide benzoïque, de la même façon que l'oxamide est transformée en ammoniacque et en acide oxalique. Sa composition est représentée par la formule empirique C¹⁴ H¹⁷ NO². Ceux qui admettent l'existence des radicaux hypothétiques de *benzole* et d'*amide* représentent la benzamide par Bz, Ad=C¹⁴ H¹⁵ O²+NH².

BENZÈNE Voyez. BENZOLE.

BENZHYDRAMIDE. Corps cristallin découvert par M. Laurent. On l'obtient en traitant par l'éther la masse résineuse jaune provenant du traitement ammoniacal de l'huile d'amandes amères, à 30^o. Formule : C¹² H¹⁵ N².

BENZILE. (*Benzole*) Corps jaune, cristallin, insipide, inodore, qui s'obtient, selon M. Laurent, en faisant passer un courant de chlore dans de la *benzoline* fondue (Voyez ce mot), jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide chlorhydrique. La masse cristalline qui se forme est traitée par l'alcool bouillant, qui laisse, par le refroidissement, déposer le benzile pur. Ce corps, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther, fond entre 90^o et 92^o. Il s'enflamme facilement et brûle avec une flamme rouge, très-fulgineuse. Il se dissout avec une couleur violette dans une solution alcoolique bouillante de potasse, en donnant naissance à du *benzilate de potasse*. Composition du benzile : C¹⁴ H¹⁵ O².

BENZILIQUE (Acide). On prépare cet acide, découvert par M. Liebig, en traitant une solution de benzilate de potasse par de l'acide chlorhydrique en excès, et en abandonnant la liqueur au repos. L'acide benzilique

se dépose sous forme de prismes rhomboédriques; peu soluble dans l'eau froide, il se dissout aisément dans l'eau bouillante, il fond à 120°; à une température plus élevée, il se décompose en un produit sublimé d'acide benzoïque, accompagné de vapeurs violettes, et en un résidu de charbon. Traité par l'acide sulfurique concentré, il se colore en rouge cramoisi, la composition de l'acide benzoïque a été représentée par la formule: $C^{26} H^{11} O^5 + HO$.

BENZIMIDE. Corps cristallin, d'un éclat nacré, très-peu soluble dans l'eau et dans l'alcool, fusible à 167°, et inflammable. Il est décomposé par les acides chlorhydrique, nitrique et sulfurique concentré, en donnant naissance à une liqueur d'un bleu indigo foncé, qui devient d'un vert émeraude à l'air humide. La benzimide, découverte par M. Laurent, constitue un des éléments de l'huile d'amandes amères brute. Sa composition est représentée par la formule: $C^{26} H^{11} NO^4$.

BENZINE. Voyez BENZOLE.

BENZOATES. Voyez Acide BENZOÏQUE.

BENZOËNE. Liquide obtenu par la distillation sèche du baume de Tolu. Traité par l'acide sulfurique fumant, il se solidifie en donnant naissance à l'acide *sulfobenzocinique* ($C^{14} H^7 S^2 O^5 + 3 HO$). Le benzoène a pour formule: $C^{14} H^8$.

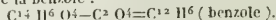
BENZOÏLE. Radical hypothétique, représenté par la formule: $C^{14} H^5 O^2 = Bz$. D'après cette supposition, l'huile d'amandes amères serait un *hydrure de benzoïle* ($Bz+H$), l'acide benzoïque, un *oxyde de benzoïle* ($Bz+O$), etc.

BENZOÏNE. Corps cristallin, blanc, découvert par Robiquet et Boutron-Charlard. On l'obtient en traitant l'essence d'amandes amères par son volume d'une solution alcoolique de potasse. La benzoïne fond à 120°, et peut être distillée sans altération. Insoluble dans l'eau froide, elle se dissout aisément dans l'alcool bouillant. Elle se dissout dans l'acide sulfurique avec une couleur violette. Par la volatilisation, elle donne naissance à un produit oléagineux qui se convertit à l'air en acide benzoïque. Le chlore transforme la benzoïne en *benzile*, en lui enlevant de l'hydrogène. Formule de la benzoïne: $C^{14} H^6 O^2$.

BENZOÏQUE (Acide). L'acide du benjoin a été découvert par Blaise de Vigenère, vers le fin du seizième siècle. (Voyez *Hoefer, Histoire de la chimie*, tome II, pag. 122.) Cet acide s'extrait du benjoin par le procédé suivant, indiqué par Mohr. On étend uniformément du benjoin concassé dans une terrine en fonte surmontée d'un cône de papier, fixé à la terrine au moyen d'une ficelle. Cette terrine est ensuite chauffée, pendant 3 à 4 heures, dans un bain de sable. Le cône de papier se remplit de flocons éclatants d'acide benzoïque. Pour obtenir cet acide exempt de l'huile pyreumatique qui l'accompagne souvent, on colle sur la terrine une espèce de diaphragme de papier joseph, qui retient les impuretés en

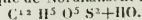
même temps qu'il empêche les flocons cristallins de retomber, et de subir une nouvelle sublimation. On prépare encore l'acide benzoïque en faisant bouillir l'acide hippurique dans de l'acide nitrique de 1,42. — L'acide benzoïque se présente sous forme de lamelles nacrées, blanches et flexibles. Il est inodore; sa saveur est douce et piquante. Il fond à 120°, et se volatilise à 113°. Il brûle avec une flamme fuligineuse et sans résidu. Peu soluble dans l'eau, il se dissout dans 2 parties d'alcool et dans l'éther. Il existe tout formé dans la résine de benjoin et dans celle de sang-dragon. Il renferme 1 éq. d'eau de cristallisation. Sa composition est représentée par la formule: $C^{14} H^5 O^5 + HO$. Il forme avec les oxydes métalliques les *benzoates*, dans lesquels 1 éq. d'eau est remplacé par 1 éq. d'oxyde métallique. Ces sels sont très-peu solubles, à l'exception des *benzoates d'ammoniaque*, de *potasse*, de *soude*, de *lithine* et de *magnésie*. Le *benzoate de chaux* seul mérite une mention particulière. Ce sel, cristallisable en aiguilles flexibles ou en prismes brillants, donne, par la distillation sèche, deux produits liquides, la *benzone* (voyez ce mot) et la *benzole* (voyez ce mot); il se forme en même temps de la naphthaline, de l'oxyde de carbone qui se dégage, et de l'acide carbonique qui reste combiné avec la chaux.

BENZOLE. (Synonymes: *Benzine*, *Benzène*, *Phène*.) Mitscherlich découvrit la benzole dans les produits de la distillation sèche de 1 partie d'acide benzoïque cristallisé, et de 5 parties d'hydrate de chaux. (Voyez BENZOATES.) C'est un liquide huileux, incolore, d'une odeur éthérée, bouillant à 86°, et se solidifiant à 0°. Sa densité est 0,83. Insoluble dans l'eau, la benzole se dissout dans l'alcool et dans l'éther. En enlevant à 1 équivalent d'acide benzoïque cristallisé les éléments de 2 éq. d'acide carbonique, on a la composition de la benzole:



BENZONE. Produit de décomposition du benzoate de chaux (voyez BENZOATES), découvert par Mitscherlich et Péligot. C'est un liquide huileux, jaunâtre, dont la composition est représentée par la formule: $C^{13} H^5 O$.

BENZOSULFURIQUE (Acide). Synonymes: *Acide hyposulfobenzidique*, *Acide sulfobenzidique*, *acide sulfobenzinique*. Liquide très-acide, susceptible de cristalliser; il ne s'altère pas encore à 200°. Il se forme, lorsqu'on dissout la benzole dans l'acide sulfurique de Nordhausen. Formule:



BERBÉRINE. (*Oxyacanthine*.) Corps extrait de l'écorce de l'épine-vinette (*Berberis vulgaris*), par Poley. On l'obtient en épuisant l'écorce par l'alcool bouillant. Le liquide filtré et convenablement concentré est traité par du carbonate de soude, qui précipite la berbérine. Ce corps, d'une réaction neutre, se présente sous la forme d'une poudre d'un

jaune clair : il est d'une saveur franchement amère. Il est soluble en toutes proportions dans l'eau et dans l'alcool bouillants. Il est coloré en rouge de sang par le chlore sec. Les acides minéraux concentrés décomposent la berbérine. Les alcalis et plusieurs terres alcalines forment avec elle des composés d'un jaune foncé. La berbérine peut être employée dans la teinture en jaune. Sa composition est représentée par la formule : $C^{33} H^{16} NO^{12}$.

BERGAPIÈNE. Dépôt (stearoptène) qui se forme à la longue dans l'huile essentielle de bergamote. On le purifie en le lavant avec de l'alcool bouillant. Le bergapiène ainsi purifié se présente sous forme d'aiguilles blanches déliées, fusibles à 206°. Soluble dans l'eau bouillante, dans l'alcool et l'éther, il est coloré en rose par l'acide sulfurique. MM. Mulder et Ohme lui assignent la formule : $C^3 HO$.

BIÈRE. Liqueur alcoolique, résultant de la fermentation de l'orge. La fabrication de la bière est fort ancienne; cette liqueur n'était probablement, dans le commencement, qu'une espèce de tisane d'orge. C'était la boisson la plus commune d'une grande partie de la population de l'Égypte. Les Espagnols et les Gaulois connaissaient de temps immémorial la préparation de la bière. Tacite dit des Germains qu'ils avaient un breuvage fait avec de l'orge, et converti, par la corruption (fermentation), en une espèce de vin; ce qui fait voir que la bière des Germains était une liqueur fermentée comme le vin, et qui devait être en effet semblable à notre bière. L'emploi du houblon dans la préparation de la bière est de date récente; aussi les bières des anciens devaient-elles facilement tourner à l'aigre, et éprouver rapidement la fermentation acide. Les bières qu'on fabriquait en Allemagne, en 1602, du temps de Sala, paraissent avoir été en général beaucoup plus riches en alcool qu'elles ne le sont aujourd'hui; car la célèbre bière de Pernbourg (duché d'Anhalt) contenait environ 16 p. 100 d'alcool. L'auteur ajoute que c'est à peu près la proportion que renferment les vins d'Espagne, et que c'est pourquoi la bière de Pernbourg est si enivrante. On sait que la bière double anglaise contient à peine 4 à 5 pour 100 d'alcool.

BILE. Liquide verdâtre sécrété par le foie. Il a une réaction alcaline, et mousse avec l'eau comme le savon. On décolore la bile en mettant sa solution alcoolique en digestion avec du noir animal. On lui enlève la matière grasse (*cholestérine*) au moyen de l'éther. La bile, dépouillée de la matière grasse et de la matière colorante, donne, par la calcination, 11.7 de cendres (11.16 de carbonate de soude et 0.54 de sel marin et des traces de potasse). Déduction faite des cendres, la bile, exempte de matière grasse et de matière colorante, a pour composition :

Carbone	65,7
Hydrogène	8,9

Azote	5,9
Oxygène	25,3.

Le bilate acide de soude constitue la partie essentielle de la bile (*Voyez* Platner, dans *Annalen der Chemie*, année 1844).

BILIQUE (Acide). On obtient ce corps en dissolvant la bile dans l'alcool absolu, et saturant la solution par le gaz chlorhydrique sec. Toute la soude de la bile est séparée à l'état de chlorure de sodium et l'excès d'acide chlorhydrique est élassé par l'évaporation au bain-marie. On ajoute au résidu un peu d'eau, de manière à former deux couches : l'une aqueuse, chargée d'acide chlorhydrique, l'autre gommeuse, formée d'acide bilique. On le purifie par des lavages à l'éther. L'acide bilique ainsi préparé et desséché dans le vide a l'aspect de la gomme; il est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et insoluble dans l'éther. Il n'est pas volatil. Chauffé sur une lame de platine, il fond et brûle avec une flamme très-fulgineuse, en laissant un résidu de charbon. L'acide bilique forme avec la soude une combinaison analogue à la bile naturelle. Le bilate acide de soude est l'*acide bilifeltique* de Berzelius. D'après les analyses récentes de Theyer et Schlosser (*Annalen der Chemie*, 1845), l'acide bilique a pour composition : $C^{34} H^{31} N^{10} O^{15}$.

BIOXYDE D'HYDROGÈNE. Synonymes : *Binoxide d'hydrogène*, *peroxyde d'hydrogène*, *eau oxygénée*. Le bioxyde d'hydrogène est liquide, incolore, inodore, et d'une densité de 1,130 à 56°. Il blanchit la langue en y produisant des picotements très-vifs, sans pourtant détruire l'épiderme. Il coule dans l'eau comme du sirop, et s'y dissout aisément. On ne connaît pas son point d'ébullition. à cause de son défaut de stabilité, et de la facilité avec laquelle il se décompose à une température inférieure à celle de l'ébullition. Cependant, on pourrait parvenir à déterminer le point d'ébullition du bioxyde d'hydrogène, en connaissant la tension de sa vapeur à une température basse. Le bioxyde d'hydrogène ne dégage pas d'oxygène sous le vide de la machine pneumatique. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose, et donne 173 fois son volume d'oxygène.

Le bioxyde d'hydrogène est un composé peu stable. Il décolore le curcuma, et détruit en général, à la longue, les teintures végétales. La propriété la plus remarquable du bioxyde d'hydrogène est de se décomposer au contact d'une foule de substances solides. Cette décomposition est ordinairement brusque, et quelquefois accompagnée de chaleur et de lumière. L'argent, l'or, le platine, l'osmium, le charbon, etc., décomposent l'eau oxygénée, sans que ces corps éprouvent aucune altération. Certains oxydes, comme les oxydes de plomb et d'argent, se réduisent (c'est-à-dire abandonnent leur oxygène pour passer à l'état métallique) au contact de l'eau oxygénée, qui elle-même se décompose en eau et en

oxygène. L'action a souvent lieu avec explosion. Le peroxyde de manganèse ne se réduit pas par le contact de l'eau oxygénée; mais l'action est très-vive, et il se produit une chaleur considérable. Avec l'oxyde d'argent, l'action est instantanée; le métal se réduit sur-le-champ, avec production de chaleur. D'après les idées généralement reçues, il devrait, dans cette expérience, y avoir production de froid; car l'oxygène, de solide qu'il était dans sa combinaison avec le métal, redevient gazeux. Ces faits sont curieux et non expliqués. Ce sont des phénomènes de ce genre que M. Gay-Lussac appelle *actions de présence*, et M. Berzélius, *phénomènes catalytiques*. Certains oxydes se suroxydent par le contact de l'eau oxygénée. C'est ainsi que M. Thénard est parvenu à découvrir une série de peroxydes, qu'on ne peut produire autrement que par le moyen du bioxyde d'hydrogène. Les dissolutions de chaux, de strontiane et de baryte donnent avec l'eau oxygénée un précipité de peroxyde de calcium, de strontium, de baryum; car ces peroxydes sont moins solubles que leurs protoxydes. Le contact de certaines substances organiques détermine également la décomposition du bioxyde d'hydrogène. Ainsi, la fibrine se décompose, sans s'altérer, avec dégagement d'oxygène, tandis que l'albumine, qui a tant d'analogie avec la fibrine, que certains chimistes les ont considérées comme une seule et même substance, ne décompose point l'eau oxygénée.

Le peroxyde d'hydrogène ressemble au persulfate d'hydrogène. Comme ce dernier, on ne le conserve bien que dans une liqueur acidulée; car les acides le rendent plus stable. Les bases, au contraire, nuisent à sa stabilité. Formule du bioxyde d'hydrogène : HO^2

Lorsqu'on traite le bioxyde de baryum par l'acide chlorhydrique ou par un acide quelconque, tout se dissout, rien ne se dégage, et le sel qui se produit a toutes les propriétés d'un sel de baryte. Que s'est-il passé? qu'est devenu l'oxygène? Tout préoccupé de cette question, M. Thénard avait d'abord pensé que, dans ce cas, les acides se suroxygéaient; et il avait établi, en conséquence, une série d'*acides suroxygénés*. Quelque temps après, l'illustre chimiste reconnut que ces acides n'existaient pas, et que l'oxygène du bioxyde de baryum était entré en combinaison avec l'eau; ce fut là l'origine de la découverte de l'eau oxygénée. Comme le peroxyde d'hydrogène est peu stable, et que son existence est, pour ainsi dire, éphémère, il faut beaucoup de précautions et une longue série d'opérations pour parvenir à l'obtenir en quantité un peu notable. A cet effet, on broie le bioxyde de baryum (obtenu en chauffant la baryte avec de l'oxygène, au rouge obscur) avec de l'eau, dans un mortier d'agate ou de verre; ensuite, on y verse goutte à goutte de l'acide chlorhydrique fai-

ble; il se forme du chlorure de baryum soluble, et de l'eau combinée avec une certaine quantité d'oxygène. En versant dans la liqueur de l'acide sulfurique, on enlève la baryte à l'état de sulfate insoluble; et en y versant du nitrate d'argent, on enlève le chlorure à l'état de chlorure d'argent également insoluble. Dès lors, la liqueur ne contient plus que de l'eau oxygénée faible. On recommence ainsi l'opération un certain nombre de fois. Enfin, on concentre l'eau oxygénée dans le vide, en lui faisant perdre une certaine quantité d'eau à l'état de vapeur, et on la conserve en y ajoutant quelques gouttes d'acide chlorhydrique ou fluorhydrique.

On peut se servir de l'eau oxygénée pour restaurer et blanchir les peintures à l'huile; car elle ramène à l'état de sulfate blanc le sulfure noir de plomb, provenant du carbonate dont le peintre s'était servi. Le bioxyde d'hydrogène a été découvert par M. Thénard en 1818.

BISMUTH. Le bismuth est un métal d'un blanc tirant sur le rouge. Il est cassant, insipide et inodore. Son poids spécifique est 9,822. Sa structure est lamelleuse. Le bismuth est, de tous les métaux, celui qui cristallise le plus facilement: il cristallise en trémies pyramidales qui dérivent du cube. A l'état de pureté il est un peu ductile; et lorsqu'on le ploie, il fait entendre un cri semblable à celui de l'étain (*Chaudet*). Il fond à la température de 247°: on peut le couler sur du papier. Il est volatil à une température élevée; cependant il ne l'est pas assez pour qu'on puisse le distiller. Le bismuth se ternit à l'air humide, et se recouvre d'une pellicule d'un brun rougeâtre. Par le grillage, il se change en une poudre brunnâtre (*cendre de bismuth*), qui paraît être un mélange de protoxyde et de bismuth métallique. A la chaleur, rouge, il brûle, au contact de l'air, avec une légère flamme bleue, en répandant des vapeurs jaunes. Il ne décompose l'eau à aucune température. L'acide sulfurique concentré l'attaque à chaud, et le dissout avec dégagement d'acide sulfureux. L'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique faible ne l'attaquent pas sensiblement. L'acide azotique et l'eau régale sont les véritables dissolvants du bismuth. Le bismuth se combine difficilement avec le phosphore et l'arsenic. Il se combine directement avec le soufre et le sélénium. À l'aide de la chaleur, il brûle avec flamme dans le chlore gazeux. Il s'allie avec la plupart des métaux. Le bismuth se rencontre, comme l'or, presque toujours à l'état natif, en masses lamellaires, ou cristallisé en cubes. Il n'existe que dans les terrains anciens, où il accompagne les minerais de plomb, de cuivre et d'argent. Il contient presque toujours un peu d'argent et d'arsenic. On le trouve en Saxe, en Bohême, en Carinthie, en Suède et en Norwège.

Comme le bismuth se rencontre le plus or-

dinairement à l'état natif, on n'a qu'à le débarrasser de sa gangue pour le livrer au commerce. Pour l'avoir chimiquement pur, on traite le bismuth du commerce par différents procédés :

1° On le dissout dans de l'acide azotique ; on ajoute ensuite à l'azotate de bismuth une quantité d'eau suffisante pour précipiter le bismuth à l'état de sous-azotate blanc ; enfin, en calcinant le précipité avec du charbon et un fondant, on obtient le bismuth sensiblement pur.

2° On concasse le bismuth du commerce en petits morceaux, et on le fait fondre dans un creuset, après l'avoir préalablement mélangé avec environ un dixième de son poids de salpêtre. Tous les métaux étrangers sont oxydés par le salpêtre, ainsi qu'une portion de bismuth. Le résidu est du bismuth renfermant une certaine quantité d'oxyde. Pour avoir le bismuth pur, on le fait refondre dans un creuset brasqué.

Mais aucun de ces procédés n'enlève au bismuth tout l'argent qu'il peut contenir, et il en contient jusqu'à 0,0015. Il est encore plus difficile de séparer l'argent du bismuth, au moyen de la coupellation, que de le séparer du plomb, par ce même procédé. Comme le bismuth fond à une température peu élevée, on pourrait se servir de la fusion pour amener la séparation de ces métaux. Agricola (vers 1520) fait déjà mention du bismuth comme d'un métal particulier. Avant cette époque le bismuth avait été probablement confondu avec le plomb.

Formule : Bi = 1550,577.

Composés oxygénés du bismuth. On connaît deux degrés d'oxydation du bismuth : 1° le protoxyde, 2° le peroxyde. Le premier seul fait fonction de base. Le prétendu sous-oxyde qui se forme lentement par l'exposition du métal au contact d'un air humide, n'est autre chose qu'un mélange de protoxyde et de bismuth métallique. A l'état anhydre, le protoxyde est jaunâtre, pulvérulent, se colorant passagèrement en brun pendant la calcination. Il fond à la chaleur rouge, et, comme la litharge, il traverse les pelles et les vases de grès. Il est facilement réductible par le charbon. Il se comporte au chalumeau à peu près comme le tellure et l'antimoine. Il se réduit instantanément sur le charbon ; en continuant à l'exposer à la flamme du chalumeau, il se volatilise sensiblement, et s'entourne d'une auréole à fond rouge ou orangé. A l'état d'hydrate, le protoxyde de bismuth est blanc, et perd facilement son eau par la chaleur. Il se combine bien avec les acides. Parmi les alcalis, l'ammoniacale seule en dissout une petite quantité. Il est sensiblement soluble dans les huiles. Chauffé avec du sel ammoniac, il donne naissance à une poudre blanche volatile qui porte le nom de fleurs argentines de bismuth (chlorure double de bismuth et d'ammonium).

Formule : Bi O. On le prépare en calcinant

l'azotate de bismuth. Le peroxyde est de couleur puce foncé, semblable au peroxyde de plomb. A la température de 530° environ, il se transforme en protoxyde jaune. Il est facilement réduit par le charbon. Les acides sulfurique, azotique et phosphorique l'attaquent en dégageant de l'oxygène ; sous ce rapport, le peroxyde de bismuth se comporte absolument comme le peroxyde de plomb. Formule : Bi² O³. (Strohmeyer). On l'obtient en faisant bouillir le protoxyde hydraté avec un chlorite alcalin.

Composés sulfurés du bismuth. Le sulfure est d'un gris blenâtre, semblable au sulfure d'antimoine. Il cristallise en prismes acéulaires entrelacés. Il est fusible et volatil. Il est réduit par le fer. Chauffé au contact de l'air, il bouillonne, et répand des vapeurs mêlées de gaz acide sulfureux. On le rencontre naturellement en Saxe, en Bohême, etc. Formule : Bi² S³, analogue au peroxyde (Bi² O³). Il existe probablement un sulfure de bismuth (BIS j), analogue au protoxyde.

Composés chlorés du bismuth. Le chlorure est blanc, déliquescant, de consistance butyreuse (beurre de bismuth). Il est très-volatil. Il se décompose dans l'eau en oxychlorure blanc qui se précipite, et en acide chlorhydrique qui reste en dissolution avec une petite quantité de chlorure. Cet oxychlorure est quelquefois employé comme fard, sous le nom de blanc d'Espagne. Formule : Bi Cl, analogue au protoxyde. On peut l'obtenir directement en projetant du bismuth en poudre dans du chlore gazeux. La combinaison est accompagnée de chaleur et de lumière.

Le brome, l'iode et probablement le fluor donnent avec le bismuth des composés analogues. Le phosphore a très-peu d'affinité pour le bismuth. L'arsenure de bismuth est peu stable, et complètement décomposable par la chaleur. L'arsenic rend le bismuth très-combustible.

Le bismuth forme avec l'étain, le plomb et le mercure, un alliage fusible à la température de l'eau bouillante. Avec l'argent, il donne un alliage d'un blanc éclatant, connu sous le nom d'argent moussif.

Les sels de bismuth sont blancs ou incolores. Ceux d'entre eux qui sont solubles se décomposent dans l'eau en sous-sels blancs très-peu solubles, et en sur-sels très-solubles.

1° Les alcalis les précipitent en blanc. Le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

2° Le carbonate de potasse les précipite en blanc ; ce précipité est complet ; il retient seulement un peu de potasse. Le précipité produit par le carbonate de soude est moins complet. Le carbonate d'ammoniacale en excès y donne un précipité complet. Par la chaleur, on chasse tout le carbonate d'ammoniacale, et on obtient l'oxyde de bismuth pur.

3° L'acide sulfhydrique précipite tout le bismuth à l'état de sulfure noir.

4° La noix de galle précipite les sels de bismuth en jaune clair.

5° L'acide iodhydrique et les iodures alealins y produisent un précipité brun très-soluble dans un excès d'iode alealin.

6° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

7° Le fer, le zinc, le cuivre et l'étain précipitent le bismuth de ses dissolutions.

Sels de bismuth. L'azotate cristallise en prismes blancs contenant 1 équivalent d'eau. Il a une réaction acide. Il est soluble dans une petite quantité d'eau. Dans une grande masse d'eau, il se décompose en *sous-azo'ate*. Ce sous-azotate porte les noms de *blanc de fard*, de *magister de bismuth*. Il est quelquefois usité en médecine. On peut employer l'azotate de bismuth comme encere sympathique, en exposant au contact de l'hydrogène sulfuré les caractères tracés avec une dissolution de ce sel. Formule : $\text{BiO}, \text{NO}^5 + \text{HO} = 1$ équiv. d'azotate de bismuth cristallisé. On le prépare en dissolvant le bismuth pur par l'acide azotique. A la température ordinaire l'action est extrêmement vive, si le métal est en poudre.

Le sulfate s'obtient difficilement à l'état neutre. Mis dans l'eau, il se partage en sulfate tribasique et en sulfate acide, susceptible de cristalliser en aiguilles, par l'évaporation. Le sulfate acide se décompose, à son tour, dans une grande quantité d'eau, en sulfate basique et en sulfate acide; en répétant cette dissolution un certain nombre de fois, on finit par séparer à peu près tout le bismuth.

BISULFURE D'AMMONIAC. Produit cristallin, volatil, obtenu, par voie de sublimation, en chauffant de l'acide sulfureux anhydre dans du gaz ammoniac. Sa composition est : $\text{C}^8 \text{H}^5 \text{O}^4 + \text{NH}^3$.

BISULFURE D'AMMONIAC. (*Sulfate acide d'ammoniacque anhydre* de H. Rose.) Corps cristallin jaune. Formé par la combinaison de volumes égaux de gaz acide sulfureux et de gaz ammoniac. Il est déliquescence et s'altère à l'air humide, en se décomposant en acide sulfureux avec dépôt de soufre. Traitée par un excès de solution de potasse, la bisulfure d'ammoniac se décompose en sulfate et en hypofulfite de potasse. Sa composition est représentée par la formule : $\text{S}^2 \text{O}^4, \text{NH}^3$.

BLANC DE VENISE, BLANC de Hollande, BLANC de Hambourg. (*Voyez PLOMB, sels.*)

BLANC D'OEUF. La clarification des liquides troubles, au moyen du blanc d'œuf, remonte au moins au onzième siècle de l'ère chrétienne. (*Voyez ALBUMINE.*)

BLANCHEUR. Qualité qui distingue les corps blancs, en ce qu'ils n'exercent en nous la sensation d'aucune couleur. Newton a trouvé, par l'expérience, que la blancheur consiste dans le mélange bien proportionné et la réunion parfaite de toutes les couleurs primitives. Un disque sur lequel sont peintes les couleurs du spectre solaire donne, étant

rapidement tourné, la sensation de la lumière blanche.

BLEU. Une des sept couleurs primitives dont la lumière est composée. (*Voyez COULEURS.*) C'est la cinquième, en commençant à compter par la moins réfrangible. Les corps que nous voyons bleus ne nous paraissent tels, que parce que leur surface réfléchit les rayons bleus en beaucoup plus grand nombre que les autres. Newton, pour expliquer la couleur bleue du firmament, remarque que toutes les vapeurs, quand elles commencent à se condenser et à s'assembler, deviennent d'abord capables de réfléchir les rayons bleus, avant qu'elles puissent former des nuages d'aucune autre couleur.

BLEU de cobalt. Matière pulvérulente bleue, produite par la calcination d'un sel de cobalt, avec un excès d'alumine hydratée. Ce fut vers le milieu du seizième siècle qu'un vitrier saxon, Christophe Schürer, eut l'idée de faire fondre avec le verre les minerais de cobalt de Schneeberg, rejetés jusqu'alors comme inutiles, sous le nom de *wismuthgraupen*. Il découvrit ainsi le beau *bleu de cobalt*, qu'il vendit d'abord comme un émail bleu aux potiers du voisinage. Ce produit ne tarda pas à être connu des marchands de Nuremberg, qui l'exportèrent en Hollande, où il se vendit alors de 130 à 150 francs le quintal. Les Hollandais apprirent ensuite eux-mêmes la fabrication de cette couleur, qu'ils appliquèrent heureusement à la peinture sur verre, dans laquelle ils excellaient. Venise faisait également un grand commerce de bleu de cobalt. (*Voyez COBALTE, sels.*)

BLEU DE PRUSSE. La découverte du bleu de Prusse ou bleu de Berlin (*Berliner blau*) est due au hasard. Un Prussien, nommé Diesbach, préparateur de couleurs à Berlin, avait acheté de la potasse chez Dippel, fabricant de produits chimiques, pour précipiter une décoction de cochenille, d'alun et de vitriol vert. Diesbach fut bien surpris d'obtenir, au lieu d'un précipité rouge, une matière d'un très-beau bleu. Il fit part de ce phénomène à Dippel, qui se rappela que l'alcali (potasse) qu'il avait vendu à Diesbach avait servi à la préparation de son huile animale. Cette découverte eut lieu en 1710; cependant son histoire ne fut rendue publique que longtemps après (*Hoefler, Histoire de la chimie*, tome II, pag. 475). — Le bleu de Prusse (*ferrocyanide de fer*) est d'un bleu foncé et voluté; séché à une température élevée, il se présente en masse compacte d'un reflet rouge cuivré. Il est sans odeur, sans saveur, et insoluble dans l'eau et les acides étendus. Il est blanchi par la lumière du soleil, en perdant du cyanogène; il redevient bleu dans l'obscurité, en absorbant de l'oxygène. C'est ce qui explique le changement de couleur qu'éprouvent les étoffes teintes avec le bleu de Prusse. On prépare le bleu de Prusse en mélangeant parties égales de sulfate de fer et de ferrocyanure de po-

tassium dissous dans l'eau. On ajoute au mélange, en l'agitant continuellement, 1 partie d'acide sulfurique concentré et 21 parties d'acide chlorhydrique fumant. Après quelques heures de repos, on y verse par petites portions une solution de chlorure de chaux (1 partie de chlorure et 80 p. d'eau). Enfin le précipité est lavé et séché. La composition du bleu de Prusse est représentée par la formule : $3(C^6 N^3 Fe)$ 4 Fe.

BOLÉTIQUE (Acide). Corps cristallin, trouvé par Braconnot dans le *Boletus pseudo-ignarius*. Pour l'obtenir, on traite le suc de cette plante par l'acétate de plomb. Le sel plombique est décomposé par l'hydrogène sulfuré ; le liquide évaporé donne l'acide bolétique. Il est soluble dans 20 p. d'eau à 20°, et dans 45 p. d'alcool.

BORATES. Ces sels sont caractérisés par la fixité et la stabilité de l'acide borique. Il n'y a guère de solubles dans l'eau que les borates alcalins. Les borates solubles, traités par l'acide sulfurique ou par tout autre acide fort, ne produisent point d'effervescence, et laissent précipiter l'acide borique sous forme de paillettes nacrées, brillantes. L'action a lieu assez lentement, et l'acide borique, peu soluble dans l'eau, se dépose. Il faut que la dissolution de borate soit faite à chaud pour obtenir un abondant précipité, à mesure que la liqueur se refroidit. Aucun borate n'est décomposé par la chaleur, excepté le borate d'ammoniaque, qui laisse dégager sa base. Sous l'influence de la chaleur, l'acide fond et entraîne dans sa fusion la base qu'il fait également fondre. De là, l'usage de l'acide borique et des borates alcalins, comme fondant des métaux. L'acide sulfurique décompose les borates, comme nous venons de le voir, en sulfates et en acide borique. Mais, en élevant la température au-dessus de 400°, l'acide sulfurique est à son tour éliminé, et les borates se reconstituent. Ainsi, à froid, l'acide sulfurique est plus fort que l'acide borique, tandis qu'à une température élevée, c'est tout le contraire. Dans les borates neutres, 1 équiv. d'acide saturé 1 équiv. de base. L'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base comme 3 : 1. Leur formule générale est : MO , BO^3 .

Les borates alcalins existent en général tout formés dans la nature. On prépare artificiellement les autres par voie de double décomposition.

BORE. Corps simple ayant l'aspect d'une poussière verdâtre, il est insoluble dans l'eau. Il est infusible et fixe comme le carbone, avec lequel il a de l'analogie. Le bore se combine avec l'oxygène, le chlore et le fluor, pour former des composés généralement acides. On le prépare par le procédé suivant : on place dans un tube de verre des couches successives de potassium et d'acide borique ; puis on chauffe jusqu'au rouge sombre. A la fin de l'opération, on obtient un mélange de bore et de borate de potasse. En mêlant ce mé-

lange dans l'eau, on effectue la séparation des deux corps ; car le borate de potasse se dissout dans l'eau, tandis que le bore y est insoluble. Le potassium réduit une partie de l'acide borique à l'état de bore, en s'emparant de son oxygène pour passer à l'état de potasse, laquelle forme du borate de potasse avec une autre partie d'acide borique non décomposée. Le bore a été découvert, en 1808, par MM. Gay-Lussac et Thénard. Formule : $B = 106, 204$.

BORIQUE (Acide). Synonymes : *Aide boracique*; *Acide du borac*; *Sel sédatif de Homberg*. Cet acide fut découvert, en 1777, par F. Hoefler, dans les eaux de Monterotondo en Toscane. L'acide borique est un composé solide, inodore, d'une saveur très-faible, comme l'acide carbonique. Sa densité est 1,5. Exposé à la chaleur, il fond facilement, quoiqu'il ne devienne jamais parfaitement liquide. Il reste toujours épais, visqueux et comme pâteux ; il ne se volatilise pas ; c'est un des acides les plus fixes. Il peut arriver qu'en se vaporisant, de l'eau, contenant de l'acide borique en dissolution, entraîne des parcelles de cet acide qui viennent se refroidir et cristalliser sur les parois du vase. Mais il ne faut pas, pour cela, croire que l'acide borique soit volatil ; car il n'est que mécaniquement déplacé, à peu près comme la poussière de carbone l'est par les courants d'air que produit l'action de la chaleur. L'acide borique est assez peu soluble dans l'eau : 100 parties d'eau dissolvent 3 parties d'acide borique à la température ordinaire. A 100°, 100 p. d'eau en dissolvent environ 10 parties. La dissolution, faite à la température de l'eau bouillante, laisse, par le refroidissement, déposer des paillettes micacées, brillantes, nacrées. Dans cet état, l'acide borique retient six équiv. d'eau. Il perd à peu près la moitié de cette eau à 100°, et il faut la chaleur rouge pour en chasser le reste. L'acide anhydre a l'aspect du verre. Comme l'acide carbonique, l'acide borique rongit la teinture de tournesol en rouge vineux. C'est un acide très-faible à la température ordinaire ; mais à une température élevée, c'est un acide très-puissant qui, par sa fixité, déplace l'acide nitrique, l'acide sulfurique, en un mot, les acides les plus forts. Il est éminemment stable, et il n'est décomposé que par le potassium, l'aluminium, etc. Le charbon lui-même ne le décompose à aucune température. De là, la grande utilité de l'acide borique dans les arts ; il facilite puissamment la fusion des métaux, tels que le manganèse, le cobalt, le chrome. Mis en contact avec l'acide fluorhydrique, il donne naissance à de l'eau et à du fluorure de bore. Avec les bases, il forme des borates. Brûlé avec de l'alcool, l'acide borique produit une belle flamme verte. Fondu avec le cobalt, il donne un produit d'une belle couleur violette ; fondu avec le chrome, il donne une masse vitreuse verte. On a trouvé l'acide bo-

rique, à l'état de liberté, dissous dans l'eau de quelques laes de l'île de Volcano, et à Sasso en Toscane; mais on le rencontre surtout à l'état de combinaison avec la soude (borax, borate de soude), dans quelques laes de l'Inde et du Thibet. Le bore, en brûlant au contact de l'oxygène ou de l'air, a une chaleur rouge obscure, produit de l'acide borique; celui-ci, en se fondant, recouvre, comme un vernis, la surface du bore non brûlé, et la combustion s'arrête. Il faut enlever cette couche et recommencer. Pour brûler complètement un gramme de bore, il faut recommencer l'opération jusqu'à 3 fois (Gay-Lussac). Ce procédé n'est jamais employé pour préparer l'acide borique. Le procédé le plus simple pour se procurer l'acide borique, consiste à faire agir l'acide sulfurique sur une dissolution de borate de soude, faite à chaud. L'acide borique se dépose, par le refroidissement, sous forme de paillettes micacées: on lave ces cristaux à plusieurs reprises pour les débarrasser des substances étrangères, et surtout de l'acide employé, qui pourraient les rendre impurs.

Composition. 100 parties d'acide borique se composent de

51, 22 de bore,
66, 78 d'oxygène.

Sa formule est B_2O_3 . On se sert de l'acide borique, mais le plus souvent du borax (borate de soude), comme fondant.

BORNÉANE. Carbone d'hydrogène, provenant du camphre de Bornéo. Il a pour formule: $C^{10}H^{16}$ (Gerhardt.)

BOUSSOLE. (*Compas de mer.*) Cet instrument est d'une grande utilité pour les pilotes. Les anciens, qui ne connaissaient pas la boussole, étaient obligés de naviguer le long des côtes, et leur navigation se trouvait par cela même très-bornée. On raconte pourtant que des Phéniciens, envoyés par Nécho, roi d'Égypte, firent autrefois le tour de l'Afrique, en partant de la mer Rouge, et qu'ils mirent trois ans à faire ce voyage. La boussole des anciens, c'était la constellation des Pléiades.

On peut attribuer la découverte de la boussole aux Chinois, lesquels, d'après plusieurs documents authentiques, se seraient servis de cet instrument pour se diriger sur les continents, plus de mille ans avant J. C. Quelques-uns en attribuent l'invention à Flavio de Gioia, Napolitain, qui vivait dans le treizième siècle: toutefois on voit, par les ouvrages de *Guyot de Provins*, vieux poète du douzième siècle, que déjà à cette époque on connaissait la boussole. Au reste, il en est de l'invention de la boussole comme de celle des moulins, de l'horloge, de la vapeur et de la poudre. Plusieurs personnes y ont eu part: toutes ces choses n'ont été découvertes que fractionnellement, et amenées peu à peu à une plus grande perfection. De tout temps on a connu la propriété qu'a l'aimant d'attirer le fer; mais aucun écrivain ancien ni même aucun auteur

antérieur au commencement du douzième siècle, n'a su que l'aimant suspendu tourne toujours un de ses côtés, et toujours le même côté, vers le nord. Celui qui fit le premier cette remarque en demeura là, et ne comprit ni l'importance ni l'usage de son admirable découverte. Le premier usage que l'on en fit, fut d'en imposer aux simples par des apparences de magie, en exécutant divers jeux physiques, étonnants pour ceux qui n'en avaient pas la clef. Enfin des esprits plus sérieux appliquèrent cette découverte aux besoins de la navigation; et *Guyot de Provins*, qui se trouva à la cour de l'empereur *Frédéric* à Mayence, en 1181, nous apprend, dans le roman de la Rose, que les pilotes français faisaient usage d'une aiguille aimantée ou frottée sur une pierre d'aimant, qu'ils nommaient la *Marmette*, et qui guidait les marins dans les temps nébuleux:

Quelle estoile ne le muel.

Un art faut qui mentir ne puet

Par vertu de la Marinette,

Une pierre laide, noirette,

Où li fer volontiers se joint, etc.

La boussole est composée d'une aiguille en losange, ordinairement faite avec une lame d'acier trempée et aimantée sur l'aimant le plus vigoureux: cette aiguille est fixée à une rose de carton ou de tôle, sur laquelle on a tracé un cercle divisé en trente-deux parties égales; savoir, en quatre par deux diamètres, qui se coupent à angles droits, et qui marquent les quatre points cardinaux de l'horizon, le nord, le sud, l'est, et l'ouest; chacun de ces quarts de cercle est divisé en deux ce qui constitue, avec les précédents, les huit rumbes de vent de la boussole: chaque partie est encore divisée et subdivisée en deux, pour avoir les huit demi-rumbes et les seize quarts. Chacun de ces aires de vents ou rumbes est indiquée par une des pointes de l'étoile, tracee au centre de la rose. Il y a un autre cercle concentrique à celui de la rose, et qui est fixé à la boîte. Il est divisé en 360 degrés, et sert à mesurer les angles et les écarts de la boussole: le centre de la rose, qui est évidé, est recouvert d'un petit cône creux, de cuivre ou de quelque autre matière dure, qui sert de chape, au moyen de laquelle l'aiguille peut être posée sur un pivot bien pointu et bien poli, et s'y mouvoir avec liberté. On suspend le tout à la manière de la lampe de *Cardan*, par le moyen de deux anneaux ou cercles concentriques, chacun mobile, sur deux pivots, aux extrémités des deux diamètres, dont les directions se coupent à angles droits, afin que la boussole puisse toujours conserver la position horizontale, malgré le roulis du vaisseau. Enfin, on l'enferme dans une boîte carrée, convertie d'une glace, et on la place près de la roue du gouvernail, dans une plus grande boîte car-

rée, sans fer (*habitable*). Cette boîte est placée à l'arrière du vaisseau sur le pont, et éclairée pendant la nuit, afin que le timonier puisse avoir toujours la boussole sous les yeux, et diriger la route du vaisseau suivant le rumb qui lui est prescrit par le pilote. Comme la rose de la boussole est mobile sur la chape, le timonier a soin de gouverner en sorte que la pointe de la rose, qui indique le rumb ou l'aire du vent de la route actuelle du vaisseau, soit dirigée parallèlement à la quille; ce que la position de la boîte de la boussole, parallèlement aux parois de l'habitable, indique suffisamment. Enfin, pour ne laisser aucune incertitude, on a coutume de marquer d'une croix l'endroit de la boîte qui regarde la proue. Comme la déclinaison (qui consiste en ce que cette aiguille ne se dirige presque jamais exactement vers les pôles, mais qu'elle s'en écarte ordinairement, tantôt vers l'est, tantôt vers l'ouest) varie dans les différents endroits de la terre, et dans les mêmes endroits en différents temps, les marins sont obligés de faire continuellement des corrections aux opérations qu'ils font avec la boussole. On a observé que la rouille détruit considérablement la vertu magnétique; c'est pourquoi on doit tâcher d'en préserver avec soin les aiguilles des boussoles; les boîtes vitrées dans lesquelles on les renferme ordinairement sont insuffisantes, l'air de la mer agit toujours sur elles: on les garantira de cet inconvénient en les enroulant d'une couche fort mince d'une huile de lin cuite; cet enduit n'apporte aucun obstacle aux effets de l'aimant, et les aiguilles s'aimantent avec autant de facilité que si elles étaient bien polies.

BOUSSOLE DE DÉCLINAISON. Instrument parfaitement semblable à la boussole marine. Pour observer la déclinaison au moyen de cet instrument, on le dispose horizontalement; puis on fait tourner la boîte pour amener dans le champ de la lunette un astre connu, dont on observe la hauteur: en même temps on lit la division correspondante du cercle de l'aiguille et celle du cercle des azimuts, ce qui donne l'angle du méridien magnétique avec la verticale de l'astre au moment de l'observation. Enfin, on détermine, par les méthodes astronomiques, l'angle du vertical de l'astre avec le méridien du lieu, pour en déduire la déclinaison. Il résulte des observations faites à Paris depuis près de trois siècles, 1^o que, depuis 1300, la déclinaison a varié de plus de 30^o; 2^o qu'elle a été nulle en 1663; 3^o que sa marche a été sensiblement progressive vers l'ouest depuis les premières observations jusqu'en 1813; 4^o que, depuis cette époque, elle semble éprouver un mouvement rétrograde vers l'orient. — Avec la boussole d'inclinaison on a constaté, par une série d'observations, que l'inclinaison, à Paris, a toujours été en diminuant, depuis 1671, et que la diminution a été sensiblement variable d'une an-

née à l'autre. C'est Robert Normann qui découvrit, en 1376, l'inclinaison de l'aiguille aimantée. On avait cru jusqu'alors que cette aiguille devait être constamment horizontale; et lorsqu'on voyait son pôle austral s'abaisser, on s'imaginait que le centre de gravité était mal déterminé. R. Normann mesura le contrepoids qu'il fallait ajouter pour ramener l'aiguille à la position horizontale, et fut ainsi conduit à une des découvertes les plus importantes de la physique.

BOLTEILLE DE LEYDE. Nom que l'on donne à une bouteille de verre, en partie pleine d'eau ou de limaille de fer, ou bien de quelque autre substance électrisable par communication, et qui sert à accumuler de l'électricité et à en faire sentir l'effet.

BRAS DE LEVIER. Portion d'un levier, comprise entre le point d'appui et le point auquel est appliquée la puissance ou la résistance. (Voyez LEVIER.) Plus le bras de levier est long, plus la puissance ou la résistance qui agit par son moyen fait d'efforts: car l'effort d'une puissance quelconque est le produit de sa masse multipliée par sa vitesse. Si le bras de levier est courbe, quelle que soit sa courbure, sa longueur se réduit toujours à celle de la ligne droite qu'on peut tirer du point d'appui au point auquel la puissance est appliquée.

BRASSE. Mesure dont on fait un fréquent usage dans la marine, pour mesurer les profondeurs de la mer. Il y en a de trois sortes, savoir, la *grande brasse*, la *moyenne* et la *petite*. La grande brasse, dont on se sert pour les vaisseaux de guerre, est de près de deux mètres: la moyenne, qui est celle des vaisseaux marchands, est de 1786 millimètres: la petite, qui n'est en usage que parmi les patrons de barque et autres bâtiments qui servent à la pêche, n'est que de 1624 millimètres.

BRIQUE (*Tuile, carreau*). Argile cuite, mêlée d'oxyde de fer qui la colore en rouge; elle renferme, en outre, des carbonates de chaux, de magnésie, de la silice, et des traces de matières organiques.

BRIQUET A AIR. Voyez COMPRESSIBILITÉ.

BROMAL. Liquide oléagineux, incolore, d'une odeur pénétrante, découvert par Loewig. On l'obtient en versant peu à peu 15,8 parties de brome dans 1 partie d'alcool, entouré d'un mélange réfrigérant. Le mélange est ensuite distillé avec de l'acide sulfurique: il passe d'abord de l'acide bromhydrique, du brome libre, du bromure d'éthyl, et enfin du bromal. Le bromal a une densité de 3,31; il bout à 100°. Les alcalis caustiques le décomposent en acide formique et en perbromure de formyle. La composition du bromal anhydre est représentée par la formule: C₄ B₃ O, HO.

BROMANOLOÏDE. Corps cristallin, obtenu par le mélange de l'aniline avec le brome. Il fond à 117°, bout à 300°, et peut être distillé sans altération. Insoluble dans l'eau, il se

dissout dans l'alcool bouillant. Sa formule n'a pas été déterminée.

BROMATES. Ces sels sont isomorphes avec les chlorates, et se décomposent, par l'action de la chaleur, en oxygène et en bromures analogues aux chlorures. Ils fusent sur les charbons ardents; mêlés avec du soufre et du phosphore, ils détonent vivement, sous le choc du marteau. Traités par un corps désoxygénant, comme l'acide sulfureux, ils donnent naissance à du brôme qui colore la liqueur en jaune rougeâtre. Le chlore produit le même effet. Tous les bromates sont solubles dans l'eau, excepté les bromates d'argent et de protoxyde de mercure. Comme dans les chlorates, l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base comme 3 : 1. Les bromates peuvent servir aux mêmes usages que les chlorates.

BRÔME (de βρωμιος, puanteur). Le brôme est un corps liquide, ayant une grande tendance à prendre l'état élastique. Vu en couches épaisses, il est d'un rouge très-foncé; en couches minces, il est d'un beau rouge hyacinthe. Sa densité est 2,966. Son odeur et sa saveur sont analogues à celles du chlore. Il bout à 47°, et répand des vapeurs jaunes qui ressemblent aux vapeurs nitreuses; mais elles s'en distinguent facilement par leur densité, qui est 3,595. A la température de 20°, le brôme se solidifie, et prend l'aspect de l'iode. Il est très-peu soluble dans l'eau. Le véritable dissolvant du brôme est l'éther, qui en peut dissoudre une grande quantité. Il est également soluble dans l'alcool, mais moins que dans l'éther. Le brôme produit, avec les autres corps, à peu près les mêmes combinaisons que le chlore et l'iode. Les bromures ont la plus grande analogie avec les chlorures et les iodures. Il agit, comme le chlore, sur les substances organiques; seulement avec un peu moins d'intensité. Comme le chlore, le brôme décolore les couleurs végétales; son action décolorante est peut-être un peu moins énergique. Comme l'iode, il colore la peau en jaune, et la tache ne tarde pas à disparaître d'elle-même. Des traces de brôme colorent l'amidon en jaune. L'amidon est presque un aussi bon réactif du brôme que de l'iode. L'état liquide, la couleur, le point d'ébullition, la densité énorme des vapeurs, distinguent facilement le brôme de tous les autres corps. Si on le met en contact avec le phosphore, il y a combinaison instantanée, avec déflagration, élévation de température et dégagement de lumière; l'excès de phosphore est projeté au loin avec violence. Il se forme un bromure de phosphore qui, étant mis dans l'eau, se décompose instantanément en acide bromhydrique et en acide hypophosphoreux, aux dépens de l'hydrogène et de l'oxygène de l'eau. Le brôme est un corps simple. Son symbole est Br ou Br² (2 vol. ou atomes), représentant 93,62 (équivalent en poids).

Le brôme accompagne les composés d'iode et de chlore dans les eaux de la mer, dans

les plantes marines, et en général dans toutes les substances animales et végétales qui se rencontrent dans les eaux de la mer. Les eaux d'Aix et d'autres eaux minérales contiennent de l'iode et du brôme combiné avec un alcali.

Le brôme se prépare de la même manière que le chlore et l'iode. On chauffe dans une cornue un mélange de bromure de sodium, d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse; aussitôt des vapeurs jaunes de brôme se dégagent pour venir se condenser dans un récipient, entouré d'un mélange réfrigérant. On se procure d'abord le bromure de sodium de la manière suivante: on fait arriver dans les eaux mères de la soude de varec (résidu de l'incinération de plantes marines), ou, dans une grande quantité d'eau de mer, un courant de gaz chlore; celui-ci se substitue au brôme, qu'il chasse de ses combinaisons; les eaux se colorent sensiblement en jaune par la présence du brôme ainsi mis en liberté. Le brôme est ensuite séparé par l'éther, qui le dissout en laissant les autres substances intactes. Enfin, la dissolution étherée du brôme, mise en contact avec de la potasse ou de la soude, donne naissance à du bromure de potassium ou de sodium très-soluble, avec un peu de bromate de potasse ou de soude, beaucoup moins soluble dans l'eau. Le bromure de potassium ou de sodium, ainsi obtenu, est ensuite traité comme nous venons de l'indiquer. Le brôme peut servir à peu près aux mêmes usages que le chlore et l'iode; mais, comme il est plus rare que le chlore et l'iode, et que d'ailleurs ses propriétés sont moins prononcées que celles de ces deux corps auxquels il ressemble, ses usages sont extrêmement restreints. Le brôme a été découvert par M. Balard, en 1826.

BROMHYDRIQUE (Acide). L'acide bromhydrique est un gaz incolore, fumant à l'air comme l'acide chlorhydrique. Il a une saveur fortement acide, et une odeur qui rappelle celle de l'acide chlorhydrique. Sa densité est 2,721; résultat qui s'éloigne à peine de celui fourni par le calcul, et qui est 2,7309. L'eau en dissout près de 300 fois son volume. A une température élevée, il se décompose en partie; il est par conséquent moins stable que l'acide chlorhydrique. Mis en contact avec les métaux et les oxybases, il se comporte absolument comme l'acide chlorhydrique: il se produit des bromures, analogues aux chlorures. L'acide bromhydrique rougit fortement la teinture de tournesol, et détruit même en partie les couleurs végétales. Il donne, avec le nitrate d'argent, un précipité blanc qui jaunit aussitôt, et finit par devenir noir sous l'influence de la lumière. En dirigeant quelques bulles de chlore sur du gaz acide bromhydrique, on donne naissance à des vapeurs jaunes de brôme; il y a en même temps formation d'acide chlorhydrique, qui précipite le nitrate d'argent. Le chlore a donc plus d'affinité pour l'hydrogène que le brôme.

L'acide bromhydrique peut se rencontrer dans la nature partout où des bromures se trouvent accidentellement en contact avec des acides forts. On pourrait préparer l'acide bromhydrique par la réaction de l'acide sulfurique du commerce sur du bromure de sodium, si l'acide bromhydrique ne se décomposait pas partiellement en brôme et en eau, aux dépens d'une partie de l'acide sulfurique, qui passe à l'état de gaz acide sulfureux. Pour préparer l'acide bromhydrique pur, on met des fragments de phosphore dans un petit vase auquel est adapté un tube ; on verse par-dessus une couche d'eau, et, enfin, on y ajoute le brôme. Une vive réaction a aussitôt lieu à froid. Il se forme un bromure de phosphore qui décompose l'eau, et donne naissance à de l'acide hypophosphoreux qui reste, et à de l'acide bromhydrique qui se dégage. Celui-ci peut être recueilli, comme le chlore, dans un flacon rempli d'air. La composition de l'acide bromhydrique est analogue à celle de l'acide chlorhydrique. Formule : $\text{Br H} = 1$ équivalent. On en fait l'analyse au moyen du potassium. Détermination de la densité de l'acide bromhydrique :

0,0668 (poids de 1 vol. d'hydrogène).

3,5950 (poids de 1 vol. de vapeur de brôme).

3,4618 = 2 vol. d'acide bromhydrique.

Le poids de 1 vol. ou densité est donc 2,7509.

Pour trouver l'équivalent du brôme, on n'a qu'à établir la proposition suivante :

0,0668 : 3,595 : : 12,43 : x

x = 978,50 = Br

De là : $\frac{978,50}{12,43} = \text{Br}$

$\frac{12,43}{990,76} = \text{H}$

990,76 = Br H = 1 équivalent d'acide bromhydrique.

BROMIQUE (Acide). L'acide bromique est liquide, incolore et inodore. Comme l'acide chlorique, auquel il est entièrement analogue, il contient au moins 1 équiv. d'eau, qui en rend les éléments plus stables. Sa saveur est franchement acide. Il rougit la teinture de tournesol qu'il unit par décolorer. Il est facilement décomposé par les corps qui se combinent directement avec l'oxygène. Il est isomorphe avec l'acide iodique et avec l'acide chlorique. Avec les bases, il forme des bromates analogues aux chlorates et aux iodates. La chaleur, en lui enlevant son eau, le décompose en brôme et en oxygène. L'acide bromique se prépare comme l'acide chlorique. En faisant arriver un courant de vapeurs de brôme dans une dissolution de potasse, on obtient un mélange de bromure de potassium et de bromate de potasse, une partie du brôme ayant absorbé une partie de l'oxygène de la potasse, pour passer à l'état d'acide bromique. Comme le bromate de potasse est bien moins soluble et qu'il cristallise moins facilement que le bromure de potassium, il est facile d'en obtenir la séparation. Le bromate de potasse est ensuite, par voie de double décomposition, changé en bromate de baryte,

dont on précipite la baryte par l'acide sulfurique. Enfin, l'acide bromique, qui reste en dissolution, est évaporé et concentré au moyen d'une légère élévation de température ; car une chaleur trop forte le décomposerait. La chaleur décompose l'acide bromique en 2 volumes de brôme et en 3 volumes d'oxygène. Sa formule est = Br O^5 ou $\text{Br}^2 \text{O}^5$ (atomes).

Il reste à découvrir l'acide perbromique (Br O^7), analogue aux acides périodique et perchlorique.

BROMOBENZOÏQUE (Acide). Produit acide, cristallin, fusible à 100° et sublimable à 230° . Il a été obtenu par la réaction du brôme sur le benzoate d'argent sec. Formule de l'acide cristallisé : $\text{C}^{10} \text{H}^9 \text{Br O}^6 + 2\text{HO}$.

BROMOFORME (Synonyme : Perbromure de forme). Liquide incolore, oléagineux, d'une odeur éthérée, analogue au chloral. (Voyez ce mot.) On l'obtient en distillant à une douce chaleur un mélange d'hypochlorite de chaux avec $\frac{1}{4}$ de son volume d'acétone, d'alcool ou d'esprit de bois. Sa densité est 2,10. Il est moins volatil que le chloral, et se décompose plus facilement par les alcalis. Sa formule est : $\text{C}^3 \text{HBr}^3$.

BROMOSALICYLIQUE (Acide). Synonyme : Bromure de salicyle. Acide cristallin, jaunâtre, obtenu en faisant passer un courant de brôme sec sur de l'acide salicyleux anhydre. Il est fusible et volatil. Il brûle avec une flamme verte, et il a les mêmes propriétés que l'acide chlorosalicylique. Sa composition est représentée par la formule $\text{C}^{14} \text{H}^{15} \text{O}^4$, Br.

BROMOSAMIDE. Produit de transformation de l'acide bromosalicylique sous l'influence de l'ammoniaque.

BROMURES. Les bromures sont isomorphes avec les chlorures. Lorsque les chlorures sont anhydres et volatils, les bromures correspondants le sont également. Le chlore est plus puissant que le brôme, puisqu'il chasse celui-ci de ses combinaisons. Comme les chlorures, les bromures précipitent les sels de protoxyde de mercure, les sels de plomb et les sels d'argent ; en d'autres termes, le protobromure de mercure, les bromures de plomb et d'argent, sont très-peu solubles. Le bromure d'argent est jaunâtre, et un peu moins insoluble que le chlorure d'argent. Du reste, il noieit à la lumière, comme le chlorure. Les bromures étant chauffés avec de l'acide sulfurique et du peroxyde de manganèse, donnent tous des vapeurs rutilantes de brôme, plus pesantes que les vapeurs nitreuses.

La préparation et la composition des bromures sont analogues à celles des chlorures. Les bromures peuvent, dans certains usages, remplacer parfaitement bien les chlorures.

Formule : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Br M (équivalents).} \\ \text{Br}^2 \text{ M (atomes).} \end{array} \right.$

BROMNAPHTHASE. Produit huileux, volatil, obtenu par l'action du brôme sur la naphthaline. Il est changé par le brôme en brom-

naphtase. Sa formule est : $C^{20} H^7$. Br. (*Lauvent*.)

BRONZE. Alliage composé de cuivre et d'étain, connu de la plus haute antiquité. Pline en fait ainsi mention : « Il existe une espèce d'airain (*as*) appelée airain de forme, qui prend facilement la couleur qu'on appelle grecanique; cette espèce d'airain est un alliage de 100 parties de cuivre, de 10 parties de plomb, et de 3 parties de plomb argentaire. » C'était là notre bronze ordinaire, G. Pearson ayant analysé des hallebardes et d'autres instruments tranchants d'origine celtique, les a trouvés composés d'un alliage dans lequel l'étain entrait de 10 à 14 pour cent. Du reste, il résulte des expériences de Darcet : 1° que le bronze rougi au feu et plongé dans l'eau froide est amolli d'une manière très-sensible, ce qui permet de le travailler sur le tour, de réparer à l'ontil l'irrégularité des pièces montées, de l'étendre sous le marteau, enfin de le dresser avec la lime et de le polir avec la pierre, qui est une espèce de stéatite; 2° que le bronze, chauffé au rouge et refroidi dans l'air, devient dur, mais aigre et cassant. Probablement les ouvriers terminaient l'opération en chauffant de nouveau les pièces de bronze, amollies par l'immersion; et, en les laissant refroidir dans l'air, ils leur donnaient un certain degré de dureté. C'est par ce second procédé, le refroidissement à l'air, qu'ils parvenaient à rendre tranchantes les épées et les couteaux de bronze.

On se sert du bronze pour la fabrication des canons. Les meilleures proportions pour obtenir le bronze employé à cet effet, sont 100 p. de cuivre et 11 p. d'étain; si, au lieu de 11 p. d'étain, on emploie 12, 13 p., etc., l'alliage devient, il est vrai, plus dur, mais il devient aussi plus cassant; car l'étain tend à se séparer en laissant des fentes et des cavités. Si l'on emploie moins de 11 p. d'étain, l'alliage est trop mou. Le bronze est très-sujet à la liquation, c'est-à-dire qu'il a une grande tendance à se transformer, par la fusion, en deux autres alliages, l'un où le cuivre domine, l'autre où l'étain l'emporte. C'est ainsi que, dans le bronze fondu, le jet supérieur contient quelquefois jusqu'à 20 ou 24 p. d'étain, au lieu de 10 ou 11, tandis que le jet inférieur contient à peine quelques traces d'étain. (*Voyez* CUIVRE, *Alliages*.)

BROUILLARD. On appelle brouillard une grande quantité de vapeurs répandues dans la partie de l'atmosphère la plus voisine de la terre, et qui troublent la transparence de l'air. Tout ce qui pourra fournir une grande quantité de vapeurs occasionnera des brouillards. Une rosée abondante qui passe de nouveau dans l'air, surtout si elle ne s'élève pas à une grande hauteur, y produit un brouillard. Des vapeurs qui, ayant été très-divisées et portées à une grande hauteur, viennent ensuite à se condenser par une cause quelconque, produisent encore des brouillards. — Il

suit de là que les brouillards doivent être plus fréquents dans les lieux les plus capables de fournir une grande quantité de ces vapeurs. Aussi le sont-ils plus dans les lieux bas et humides, dans les endroits marécageux, le long des rivières et des étangs, qu'ils ne le sont dans les endroits secs et élevés. — D'ordinaire, les brouillards ne sont composés que d'eau; mais il arrive quelquefois qu'il s'y mêle des gaz fétides, dont quelques-uns sont nuisibles aux animaux et même aux végétaux. — Si les brouillards, qui sont très-fréquents dans les saisons et les climats froids, viennent à se congeler, ils s'attachent en petits glaçons à tout ce qu'ils rencontrent, et forment ce qu'on appelle le *givre* ou *frimas*. — Si les brouillards s'élèvent assez haut dans l'atmosphère, et qu'ils y forment des amas compacts, il se produit ce qu'on appelle *nuages* ou *nuées*. — Si les brouillards, au lieu de s'élever, retombent vers la terre, ils forment souvent une petite pluie fine, que l'on appelle *brume*. — Le brouillard est plus fréquent en hiver qu'en aucun autre temps, parce que le froid de l'atmosphère condense plus promptement les vapeurs et les exhalaisons humides. C'est par la même raison qu'en hiver l'haléine qui sort de la bouche forme une espèce de nuage qui ne se manifeste pas en été.

BRUCINE. (*Cauramine*.) Alcaloïde découvert en 1819 par Pelletier et Caventou, dans plusieurs espèces de *strychnos*. Il s'obtient dans la préparation de la strychnine, dont il est séparé par l'alcool bouillant. La brucine cristallise en prismes droits à base rhomboïdale, blancs et transparents. Elle est sans odeur, et d'une saveur très-amère. Elle est moins vénéneuse que la strychnine. Elle se dissout dans 250 parties d'eau froide et dans 200 p. d'eau bouillante. Elle est insoluble dans l'éther. L'acide nitrique lui communique une teinte écarlate qui jaunit, peu à peu. L'acide sulfurique la colore d'abord en rose; cette teinte passe ensuite au jaune et enfin au vert jaunâtre. Une solution d'étain la colore en violet. Ces réactions distinguent la brucine de la morphine et de la strychnine pure. Composition de la brucine : $C^{45} H^{25} N^3 O^7$. — Les sels de brucine sont en général solubles dans l'eau, cristallisables et d'une saveur très-amère. Les principaux sels de brucine sont : le *nitrate* (Bruc. + NO^3 + $3HO$), l'*hydrochlorate* (Bruc. + ClH), le *sulfate* et l'*acétate*.

BRYONINE. Matière d'un blanc jaunâtre, extraite de la racine de *Bryonia alba* et de *B. dioica*. On l'obtient en traitant cette racine par l'eau bouillante, en précipitant par l'acétate de plomb l'extrait filtré, et en décomposant le précipité par l'hydrogène sulfuré. La liqueur est ensuite traitée par l'alcool et évaporée. La bryonine est d'une saveur sucrée, suivie d'un arrière-goût très-amor. Insoluble dans l'éther, elle se dissout dans l'eau et dans l'alcool. Elle est colorée d'abord en

bleu, puis en vert, par l'acide sulfurique. Elle agit comme un drastique violent. Sa composition n'a pas été exactement déterminée.

BUTYRAMIDE. Matière incolore, cristalline (en tablettes naerées), qui prend naissance dans les mêmes circonstances que l'oxamide et la succinamide. Elle s'obtient par la réaction de l'ammoniaque sur l'éther butyrique. La butyramide est d'une saveur sucrée; elle est fusible à 115°, et se volatilise sans résidu. Elle est soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Sa composition est : $C^8 H^7 O^2 + NH^3$. La butyramide a été découverte par Chancel, en 1845.

BUTYRINE. Liquide huileux, jaunâtre, obtenu en chauffant légèrement un mélange d'acide butyrique, de glycérine et d'acide sulfurique concentré, et qu'on étend ensuite d'une grande quantité d'eau. La butyrine est soluble en toute proportion dans l'éther et dans l'alcool concentré.

BUTYRIQUE (Acide). Acide volatil du beurre, découvert par Chevreul. Pour l'obtenir, on saponifie le beurre par une lessive de potasse, et, après l'avoir étendu d'eau bouillante, on y ajoute une solution d'acide tar-

trique en excès : la liqueur renferme en dissolution les acides butyrique, caprique et caproïque. Soumis à la distillation, le mélange fournit un produit liquide, qui, traité par l'hydrate de baryte, donne, par l'évaporation, d'abord des cristaux de caprate de baryte, puis des cristaux de butyrate. Ce dernier sel est ensuite décomposé par l'acide sulfurique très-étendu. L'acide butyrique est un liquide huileux, d'une odeur de beurre rance très-prononcée, et d'une saveur mordicante. Sa densité est 0,976, à 25°. Il bout au-dessus de 100°. Il absorbe l'oxygène de l'air en se résinifiant partiellement. Il brûle avec une flamme fuligineuse. La composition de l'acide butyrique anhydre est, d'après Chevreul, $C^8 H^{13}, O^3 + HO$. — Les *butyrates* sont très-solubles et peu cristallisables; ils exhalent une odeur de beurre rance. On connaît plus particulièrement les *butyrates de baryte, de chaux, de plomb, et d'argent*.

BUXINE. Matière brunâtre, amorphe, découverte par Faure en traitant l'écorce de buis (*Buxus sempervirens*) par l'alcool. Insoluble dans l'eau, elle se dissout dans l'alcool et faiblement dans l'éther. Sa composition n'a pas encore été déterminée.

C

CACHOU. Le *cachou* du commerce n'est autre chose que l'extrait aqueux de l'*Acacia catechu*, desséché et mis en tablettes. Traité par l'eau froide, il cède une quantité considérable d'acide tannique. La portion insoluble dans l'eau contient une matière particulière, appelée *catechine*.

CACODYLE. M. Bunsen a attaché son nom à un travail remarquable sur la série des composés cacodyliques. Le nom de *cacodyle* (de $\kappa\alpha\kappa\omicron\lambda\omicron\varsigma$, mauvais, et $\omicron\delta\delta\acute{\omicron}\varsigma$, odeur) a été donné à un radical composé, ayant pour formule : $C^4 H^6 As$. L'arsine est l'oxyde de ce radical ($C^4 H^6 As + O$). Le soufre, le chlore, le brome, le cyanogène, forment avec le cacodyle des composés, pour la plupart bien cristallisables. Ces corps sont décomposés par les métaux, qui mettent l'acide vive en liberté. Pour obtenir ce radical à l'état de pureté, il faut employer beaucoup de précautions, dont le détail serait ici trop long. (Voyez *Annales de chimie et de pharmacie*, année 1842.) Le cacodyle est un liquide incolore, très-réfringent, d'une odeur insupportable et d'une inflammabilité excessive. Il bout vers 170°. Dans ses réactions avec les autres corps, il se comporte absolument comme une substance simple. Les principaux composés cacodyliques obtenus et décrits par M. Bunsen, sont le *protosulfure* ($Cd S$), le *sulfure intermédiaire* ($Cd S^2$), le *persulfure* ($Cd S^3$), le *chlorure* ($Cd Cl$), l'*oxyd-chlorure* ($Cd, Cl + HO$). Le *cyanure* (Cd, Cy), l'*iodure* (Cd, I), etc. Le *chlorure de*

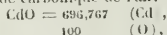
cacoplatyle ($C^4 H^7 As, Pt O^2, Cl$), le *bromure de cacoplatyle* ($C^4 H^7 As, Pt O^2 Br^2$), l'*iodure de cacoplatyle* ($C^4 H^6 As P O, I$), *sulfate d'oxyde de cacoplatyle* ($C^4 H^7 As Pt O^3, SO^3$).

CADMIUM. Le cadmium a la couleur et l'éclat de l'étain; sa cassure est fibreuse. Le cadmium est susceptible de cristalliser en octaèdres réguliers. Fondu et refroidi lentement, il présente à sa surface, comme l'antimoine, l'apparence de feuilles de fougère. Il est malléable et ductile, un peu moins mou que l'étain; et lorsqu'on le plie il fait entendre un bruit comme l'étain. Il tache la peau comme le plomb. Le poids spécifique du cadmium éroulé est 8, 69. Il est plus fusible et plus volatil que le zinc. Il fond bien au-dessous de la chaleur rouge, et se volatilise environ vers 370°; ses vapeurs sont inodores. Il est peu altérable à l'air. Il brûle à l'air avec une flamme jaune foncée, en se transformant en oxyde de cadmium. Les acides azotique et sulfurique l'attaquent et le dissolvent à froid, le dernier avec dégagement d'hydrogène. Il se combine directement avec le chlore, le soufre, le phosphore et l'arsenic. Il peut s'allier avec un grand nombre de métaux, qui l'abandonnent à une température assez peu élevée. On rencontre le cadmium à l'état de sulfure dans les blendes, et à l'état de carbonate dans les calamines. La blende de Przbran en Bohême, et la blende brune rayonnée, contiennent de 2 à 3 p. 100 de sulfure de cadmium. C'est surtout dans les eademics (produits de sublimation des minerais de zinc) qu'on trouve le cad-

mium. Pour l'en extraire on traite la cadmie par l'acide chlorhydrique, et, après y avoir ajouté de l'eau, on fait passer dans la dissolution un courant d'acide sulfhydrique. Le précipité qui se forme dès le commencement peut contenir du cuivre, et le précipité qui se fait vers la fin de l'opération peut renfermer du zinc. Pour avoir le cadmium pur, on fractionne le précipité, de manière à ne conserver que la portion qui s'est déposée entre le premier et le dernier dépôt. Pour séparer le cadmium du cuivre ou du zinc, on redissout le précipité (sulfure) par l'eau régale, et l'on traite la dissolution par du carbonate d'ammoniaque, dont un excès redissout le zinc et le cuivre, et laisse le cadmium (oxyde de cadmium) intact. Il est ensuite facile de réduire l'oxyde de cadmium au moyen du charbon; comme le cadmium est très-volatil, on peut le recevoir dans des tuyaux ou dans des récipients, ou il se condense sous forme cristalline. Le cadmium a été découvert en 1818 par Hermann de Magdebourg, et presque en même temps par Stromeyer. Voici à quelle occasion: la fabrique de produits chimiques de Schönebeck (Silésie) avait livré au commerce du sulfate de zinc qui, traité par l'hydrogène sulfuré, donnait un précipité jaune, ce qui fit croire à la présence d'un composé d'arsenié. Herman, directeur de cette fabrique, trouva dans le précipité jaune un métal jusque-là inconnu, ayant de l'analogie avec le zinc. Stromeyer se mit à l'examiner avec plus de soin, et il donna à ce nouveau métal le nom de *cadmium*. Symbole = Cd = 696,767.

Le mercure s'amalgame facilement avec le cadmium. L'amalgame est dur, cassant, et susceptible de cristalliser en octaèdres. Il est d'un blanc d'argent. Avec le cuivre, le cadmium donne un alliage blanc, légèrement jaunâtre très-aigre, dont la texture est lamelleuse. En ébauffant cet alliage, on en chasse le cadmium par voie de volatilisation.

L'oxyde de cadmium est coloré tantôt en jaune clair, tantôt en jaune foncé, suivant son état d'agrégation; il est infusible et fixe. Il est très-facile à réduire. Insoluble dans les alcalis fixes, il se dissout facilement dans l'ammoniaque, dont il est précipité par l'ébullition. Il est insoluble dans le carbonate d'ammoniaque. Mis sur les charbons ardents, il se réduit sous la forme d'une poudre jaune orangé. L'hydrate d'oxyde est blanc, et attire l'acide carbonique de l'air.



$$796,767 = \text{CdO} = 1 \text{ éq. d'oxyde de cadmium.}$$

Le chlorure de cadmium est en masse nacré, feuilletée; il est fusible, et se volatilise sans s'altérer. Il est très-soluble dans l'eau, où il peut cristalliser sous forme de petits prismes quadrangulaires. Le bromure et l'iodure sont tout à fait analogues au chlorure.

savoir astringente, métallique. Ils sont, en général, solubles et cristallisables. 1° Les alcalis fixes y produisent un précipité blanc gélatineux (*oxyde hydraté*), insoluble dans un excès de précipitant. 2° L'ammoniaque donne le même précipité, mais celui-ci est soluble dans un excès d'ammoniaque. 3° Les carbonates alcalins y forment un précipité blanc (carbonate), insoluble dans un excès de précipitant. 4° Les sulfures alcalins et l'hydrogène sulfuré en précipitent du sulfure d'un beau jaune, insoluble dans un excès de précipitant, et soluble dans l'acide chlorhydrique concentré. 5° Le cyanoferrure de potassium précipite les sels de cadmium en blanc, et le cyanoferride en jaune; l'un et l'autre précipités sont insolubles dans l'acide chlorhydrique. 6° La noix de galle ne les trouble pas. 7° L'acide oxalique y donne un précipité blanc d'oxalate, soluble dans l'ammoniaque. 8° Le fer et le zinc précipitent le cadmium métallique sous forme de feuilles dendritiques. L'acide tartrique, le sucre, la gomme et d'autres substances organiques s'opposent à la précipitation de l'oxyde de cadmium par la potasse ou par la soude.

CAFÉ. Il existe, chimiquement parlant, une grande différence entre les graines vertes du café et entre les graines torréfiées. Les graines vertes fournissent un extrait aqueux, jaune brunâtre, d'une saveur amère et âcre. La solution aqueuse a une réaction acide. L'éther enlève aux graines vertes une matière grasse, verdâtre, de la consistance du beurre. L'alcool leur enlève de la cire et une matière résinoforme. Par la torréfaction, les graines perdent 12, 1 pour cent de leur poids; et par la carbonisation, elles donnent un sublimé de caféine. Les cendres se composent d'un mélange de carbonate de chaux, d'oxyde de fer, de magnésie, de phosphate de chaux, de sulfate de potasse, de carbonate de potasse et de chlorure de potassium.

CAFÉINE. Synonymes: *Theïne*, *Guaranine*. Alcaloïde qui cristallise en longues aiguilles soyeuses, blanches, perdant, à 100°, 2 équivalents d'eau. Il est amer, fusible à 177°, et sublimable à 384°. La caféine se dissout très-bien dans l'eau bouillante. Pour préparer la caféine, on traite les graines de café torréfiées par l'eau bouillante; le décoctum est ensuite précipité par l'acétate de plomb, et le précipité est décomposé par l'acide sulfurique. Le lixivre filtré, et convenablement évaporée, laisse déposer les cristaux de caféine. Bouillie longtemps avec l'eau de baryte, la caféine donne naissance à du cyanate et à du formiate de baryte, en même temps qu'à un dégagement d'ammoniaque. La caféine est une base très-faible. On l'extrait également des feuilles du thé (*Theïne*). Sa composition s'exprime par la formule: $\text{C}^8 \text{H}^5 \text{N}^2 \text{O}^2$.

CAFÉIQUE (Acide). Une décoction de café, traitée par l'acétate de plomb, donne un précipité de *cafécate* et de *cafétannate* de

plomb Le plomb est enlevé par l'hydrogène sulfuré, et la liqueur filtrée donne, par l'évaporation, un mélange d'acide caféique et d'acide cafétannique. Ce mélange, traité par l'alcool, cède l'acide caféique à l'état de poudre blanche, tandis que l'acide cafétannique reste en dissolution. L'acide caféique, soumis à la distillation sèche, répand l'odeur du café torréfié. L'acide cafétannique est une espèce de tannin qui précipite en vert les sels de fer; il est changé en acide oxalique par l'acide nitrique. Ces deux acides, découverts par Runge, ont été récemment examinés par Pflaff.

CALINCIQUE (Acide). Corps cristallin, blanc, découvert par François Pelletier et Caventou dans la racine de calincha. (*Chiococca racemosa* Lin.). Pour l'obtenir, on traite la racine par l'alcool; l'extrait aqueux est ensuite repris par l'eau bouillante et la solution est précipitée par un lait de chaux; enfin le sel de chaux est décomposé par l'acide oxalique: le liquide filtré donne, par l'évaporation, l'acide calincique cristallisé. Cet acide est peu soluble dans l'eau et dans l'éther; il est plus soluble dans l'alcool. Les *calincates* alcalins sont incristallisables. Formule probable de l'acide: $C^8 H^7 O^4$.

CALAMINE ÉLECTRIQUE. Ce minéral accompagne souvent le carbonate de zinc anhydre. Il est d'un blanc grisâtre, quelquefois transparent et incolore. Exposé à la chaleur, il devient fortement électrique. On le trouve à New-Jersey (Keating), près de Linsbourg, entre Liège et Aix-la-Chapelle (silicate anhydre de la Vieille Montagne), à Brigau, à Tunis, dans les monts Ourals, en Sibérie, etc. La calamine est un des minéraux de zinc le plus ordinairement employé. On calcine la calamine pour en chasser l'acide carbonique; mais cette calcination préalable n'est pas absolument nécessaire.

CALCINATION. Application du feu à des substances solides. Cette application se fait au contact de l'air libre, qui, dans la plupart des cas, exerce une influence profonde sur la matière soumise à la calcination. Si cette matière est un métal, celui-ci, perdant son aspect, se transforme en une poudre diversement colorée, selon la nature du métal. Cette poudre portait autrefois le nom de *chaux métallique*; aujourd'hui on l'appelle *oxyde*. C'est le résultat de la combinaison d'un des principes de l'air (*oxygène*) avec le métal. Un très-petit nombre de métaux (l'argent, l'or, le platine) résiste à la destruction par le moyen de la calcination. On conçoit que tout métal calciné, c'est-à-dire oxydé, a augmenté de poids. Cette augmentation de poids, qui avait longtemps échappé aux observateurs, fut le point de départ d'une des plus grandes découvertes de la chimie, celle de l'*oxygène*.

CALCIUM. Le calcium ressemble au baryum et au strontium. Il acquiert par le frutte-

ment la couleur et l'éclat du plomb. Il s'oxyde rapidement à l'air, et se recouvre d'une couche blanche qui préserve le reste de l'oxydation. On l'obtient de la même manière que le strontium et le baryum. Sign: $Ca = 251,5$.

Oxydes de calcium. Il existe deux degrés d'oxydation du calcium: 1° le *protoxyde* (CaO), et 2° le *peroxyde* ou *bioxyde* (CaO^2). Ce dernier s'obtient au moyen de l'eau oxygénée. Mis en contact avec un acide, il dégage 1 équivalent d'oxygène, et passe à l'état de protoxyde. Il ne forme point de sels. Le plus important des deux oxydes est le protoxyde. Voyez CHAUX.

CALCULS BILIAIRES. Les concrétions pierreuses qui se forment dans la vésicule du fiel se composent en grande partie de matière colorante et de cholestérine. Les *bézoards*, auxquels on attribuait autrefois des propriétés merveilleuses, ne sont autre chose que des calculs biliaires qui se développent dans la vésicule du fiel de certains animaux. Les calculs biliaires se distinguent des calculs urinaires par leur structure cristalline, par leur fusibilité, et par la facilité avec laquelle ils se dissolvent dans l'alcool et dans l'éther.

CALCULS URINAIRES. (Gravelle.) Les calculs se développent généralement dans la vessie, sous l'influence de certaines causes encore inconnues. Il y en a aussi qui se développent dans les reins, dont ils obstruent les canaux. Les calculs urinaires les plus fréquents sont composés d'*acide urique*. Ils se dissolvent dans les alealis; leur solution donne, avec les acides, un précipité floconneux, blanc, qui, chauffé avec l'acide nitrique, produit une tache rouge de sang. Cette tache, dissoute par l'ammoniaque, devient d'un pourpre foncé (murexide). Les *calculs d'urate d'ammoniaque*, traités par la potasse caustique, dégagent de l'ammoniaque. Un grand nombre de calculs urinaires se composent de *phosphate ammoniac-magnésien*. On les reconnaît à la facilité avec laquelle ils se dissolvent dans l'acide acétique. Les calculs d'*oxalate de chaux* sont beaucoup plus rares: chauffés avec de l'acide sulfurique, ils développent un gaz (oxyde de carbone) qui brûle avec une flamme bleue. Les calculs de *cystine* sont très-rares; on les reconnaît en ce qu'ils se dissolvent complètement dans la potasse caustique. Cette solution, bouillie avec un peu d'acétate de plomb, devient noire comme de l'encre. Les calculs d'*oxyde xanthique* sont les plus rares de tous.

CALENDES. Nom que les Romains donnaient au premier jour de chaque mois. Dans le mois des Romains, il y avait trois jours remarquables; savoir, le jour des *calendes*, le jour des *nones*, et le jour des *ides*; tous les autres jours prenaient de là leur dénomination, et se comptaient en rétrogradant; de sorte que les jours qui se trouvaient entre le jour des *calendes* et le jour de *nones* s'appelaient *jours avant les nones*: les jours qui

se trouvaient entre le jour des nones et le jour des ides s'appelaient *jours avant les ides*; et les jours qui se trouvaient entre le jour des ides et le jour des calendes du mois suivant, et qui étaient les derniers jours du mois, prenaient leur dénomination des calendes du mois suivant. Ainsi les derniers jours de février, par exemple, s'appelaient *jours avant les calendes de mars*. Les jours de calendes n'étaient pas en même nombre dans tous les mois; ils empiétaient plus ou moins sur les mois qui les précédaient. Ceux des mois d'avril, de juin, d'août et de novembre, ne s'étendaient que jusqu'au seizième jour inclusivement du mois qui les précède; parce que les mois de mars, de mai, de juillet et d'octobre ayant six jours de nones, les ides de ces mois tombaient le quinzième. Au lieu que les jours des calendes des huit autres mois s'étendaient jusqu'au quatorzième jour inclusivement du mois qui les précède; car ces mois n'avaient que quatre jours des nones, et leurs ides tombaient, par conséquent, au treizième. Les mois de janvier, de février et de septembre avaient donc 19 jours de calendes; les mois de mai, de juillet, d'octobre et de décembre en avaient 18; les mois d'avril, de juin, d'août et de novembre en avaient 17. Le mois de mars n'en avait que 16 dans les années communes; mais il en avait 17 dans les années bissextiles, et ce jour était immédiatement ajouté avant le 21 février, qui était le sixième des calendes de mars; on comptait alors deux fois ce sixième, ce qui l'avait fait nommer *bissextile*; d'où est venu le nom d'année *bissextile*.

CALENDRIER. (*Almanach.*) Table de la distribution du temps. L'année de Romulus était composée de dix mois; elle commençait au printemps. Le premier de ces mois était Mars; puis venaient Avril, Mai, Juin, Quintile, Sextile, Septembre, Octobre, Novembre, Décembre, Mars, Mai, Quintile et Octobre étaient composés de 31 jours chacun; et les six autres avaient chacun 30 jours. Ainsi, l'année n'était composée que de 304 jours. Cet espace de temps ne remplissait pas, à beaucoup près, celui pendant lequel le soleil paraît parcourir les douze signes du zodiaque. Numa Pompilius chercha à remédier à cette erreur. Après avoir fait quelques changements au nombre des jours qui composaient les mois de Romulus, il en ajouta deux autres, Janvier et Février. Il voulut que le mois de Janvier fût le premier mois de l'année, et il le plaça au solstice d'hiver. L'année de Numa Pompilius n'était pas encore conforme au temps, pendant lequel le soleil paraît parcourir toute l'écliptique. Jules César en entreprit la réforme; il fit venir d'Alexandrie l'astronome Sosigène; cet astronome trouva la durée annuelle du cours du soleil de 365 jours et 6 heures, et il donna à l'année de son calendrier 365 jours; les 6 heures restantes furent réservées pour en faire un jour, au bout de 4 an-

nées. Ce jour fut ajouté par intercalation à la quatrième année; il fut placé immédiatement avant le 21 février. C'était là l'année *intercalaire* ou *bissextile* de 366 jours. Cette réforme, faite par Jules-César 46 avant Jésus-Christ, fut appelée *Comput Julien*. Ce *comput*, que l'on appelle *vieux style*, est suivi encore à présent en Russie, en Grèce, en un mot dans les pays où l'on professe la religion grecque. Le calendrier de Jules-César avait deux défauts considérables. Premièrement, il supposait l'année de 365 jours 6 heures, tandis qu'elle n'est réellement que de 365 jours 5 heures 48 minutes 15 secondes. On employait donc tous les ans, environ 11 minutes de trop. Cette quantité quoique très-petite, étant répétée pendant un grand nombre d'années, devenait enfin très-considérable; de sorte que vers la fin du seizième siècle, sous le pontificat de Grégoire XIII, les équinoxes se trouvaient avancés de 10 jours, c'est-à-dire que l'équinoxe du printemps, au lieu de tomber au 20 mars, tombait au 10 du même mois. Grégoire XIII, après avoir consulté d'habiles astronomes, fit retrancher 10 jours du calendrier de Jules-César, en ordonnant, par une bulle du 21 février 1582, que le 5 octobre suivant fût compte pour le 13 du même mois. Après avoir supputé que les 11 minutes (ou environ) que l'on employait de trop chaque année formaient un jour entier au bout de 155 ans, on convint d'omettre trois bissextes dans le cours de 400 ans. Cet arrangement a déjà reçu son exécution, puisque les années 1700 et 1800 n'ont point été bissextiles; l'année 1900 ne le sera pas non plus; mais l'année 2000 le sera, et ainsi de suite. Le second défaut du calendrier de Jules-César était que les nouvelles lunes précédaient d'un grand nombre de jours celui auquel elles étaient marquées par le nombre d'or; cette erreur avait pour cause l'opinion ancienne, que les nouvelles lunes revenaient, après 19 ans écoulés, précisément à la même heure à laquelle elles s'étaient trouvées 19 ans auparavant. Cependant il y a une différence d'environ une heure et demie, dont le mouvement de la lune anticipe sur celui du soleil; et cette différence forme un jour, à peu de chose près, au bout de 501 ans, c'est-à-dire au bout de 16 cycles lunaires. Le cycle lunaire au nombre d'or n'indique donc plus exactement les nouvelles lunes. C'est pourquoi on ne s'en sert point, pour en fixer le jour, dans le calendrier grégorien. Mais on a imaginé d'autres nombres, qu'on appelle *épactes*, qui servent à trouver l'âge de la lune avec plus de précision. Pour faire un calendrier, il ne s'agit que de trouver quel jour on doit célébrer la fête de Pâques. Ce jour étant une fois déterminé, les fêtes mobiles sont connues et déterminées. Le concile de Nicée a ordonné qu'on célébrerait la fête de Pâques le premier dimanche qui suit la pleine lune, après l'équinoxe du printemps; c'est-à-dire, le premier dimanche après la pleine lune qui arrive passé le 21 mars. Pour savoir

quel est ce dimanche, il faut chercher, par le moyen des *epactes*, l'âge de la lune pour le premier mars. Cet âge trouvé, en finissant la lunaison ou le jour de la nouvelle lune, et en y ajoutant 4 jours, on a le jour de la pleine lune. Si ce jour tombe le 21 mars ou après le 21 mars, le dimanche suivant est le jour de Pâques; mais si ce jour de la pleine lune tombe avant le 21 mars, ce n'est que le dimanche après la pleine lune suivante qu'on doit célébrer la fête de Pâques. La fête de Pâques peut être célébrée dans l'intervalle compris entre le 22 mars et le 25 avril. Si la pleine lune arrive le 21 mars, et que ce jour-la soit un samedi, le lendemain dimanche sera le jour de Pâques. Mais si la pleine lune arrive le 21 mars, la fête de Pâques sera renvoyée au dimanche après la pleine lune suivante, qui tombera le 18 avril; et si ce jour est un dimanche, Pâques ne sera que le dimanche suivant, c'est-à-dire le 25 avril. Le jour de Pâques une fois fixé, les fêtes mobiles se rangent dans l'ordre suivant : 36 jours après Pâques, viennent les *Rogations*; le jeudi suivant est l'*Ascension*; 10 jours après l'*Ascension*, vient la *Pentecôte*; le dimanche suivant est la *Trinité*; le jeudi qui suit immédiatement la *Trinité* est la *Fête-Dieu*. Les Quatre-temps se règlent ainsi : le premier est le mercredi qui suit immédiatement le jour des Cendres, lequel précède Pâques de 46 jours. Le second est le mercredi après la Pentecôte. Le troisième est le mercredi qui suit le 14 septembre, jour de l'*Exaltation de la sainte croix*. Le quatrième est le mercredi après le 13 décembre, jour de la fête de Sainte-Luce. A ces détails du calendrier, on ajoute encore le Cycle solaire, le Cycle lunaire ou Nombre d'or, l'Indiction romaine, l'Épacte, la lettre Dominicale; une Table des lieux du soleil et de la lune pour chaque jour; l'heure du lever et du coucher de ces deux astres; l'âge de la lune et ses différentes phases. On fait encore mention dans le calendrier des jours des équinoxes et des solstices, des éclipses de soleil et de lune.

CALOMÉLAS, *Mercuré doux*, *Panacée mercurielle*, *Précipité blanc*. *Foy.* MERCURE.

CALORIMÉTRIE. Lavoisier et Laplace (*Mémoires de l'Académie des sciences*, année 1780) tirent les premiers des expériences dans le but de mesurer la quantité de calorifique que renferment des corps différents. C'est cette quantité de chaleur, contenue naturellement dans les corps, qui a reçu le nom de *chaleur spécifique*. Pour la mesurer, Lavoisier et Laplace avaient imaginé un appareil particulier (*Calorimètre*). Cet appareil consistait en un vase cylindrique dans l'intérieur duquel étaient placés les corps soumis à l'expérience; ce vase était entouré d'un autre vase rempli de glace, laquelle était elle-même garantie de la chaleur atmosphérique par un autre entourage de glace contenue dans un troisième vase qui entourait le second. Le ca-

lorique qui se dégage du corps soumis à l'expérience fait fondre une partie de la glace contenue dans le second vase; et cette partie de glace fondue s'écoule dans un vase placé au-dessous de l'appareil. Or, la quantité de calorifique nécessaire pour faire fondre la glace est égale à celle qui est nécessaire pour faire monter l'eau de 0° à 60°. La quantité de glace fondue indique donc la quantité de calorifique qui s'est dégagée du corps soumis à l'expérience. Dans le passage d'un corps solide à l'état liquide, il y a une quantité considérable de chaleur qui disparaît, et qui reste combinée avec le corps liquide; il en est de même du passage des corps liquides à l'état gazeux. Black observa (en 1762) le premier ce phénomène. Il se demanda d'abord pourquoi la glace fond si lentement sous l'influence de la chaleur. Dans la première expérience qu'il fit pour éclaircir cette question, il trouva que, pendant que l'eau à 0° s'élevait à la température de 7°, la même quantité de glace, également à 0°, quoique soumise à la même chaleur que l'eau, exige un temps 21 fois plus long pour arriver à la même température de 7° ($7 \times 21 = 147$), et qu'il y a par conséquent 140° (Fahr.) de chaleur d'absorbés, que le thermomètre n'indique pas. Cette quantité considérable de chaleur qui disparaît et que le thermomètre n'indique pas, Black l'appela *chaleur latente*. Black observa également le même phénomène de la chaleur latente pendant la vaporisation de l'eau. (*Foyez* HOEFER, *Histoire de la chimie*, tome II, pag. 339.) — Une substance a plus ou moins de capacité pour la chaleur, suivant qu'elle exige plus ou moins de chaleur pour éprouver un changement de température donné, par exemple, pour passer de 0° à 1°. Deux corps auront donc la même *capacité* de chaleur spécifique, si, à poids égal, ils exigent la même quantité de chaleur pour passer de 0° à 1°; l'un aura, au contraire, une capacité double, triple, s'il exige deux ou trois fois plus de chaleur. Les corps qui, comme l'eau, exigent toujours la même quantité de chaleur pour passer d'un degré à un autre, ont une *capacité constante*; tandis que d'autres qui, tels que la platine, absorbent des quantités de chaleur différentes pour passer de 0° à 1°, ou de 100° à 101°, etc., ont une *capacité variable*. Pour déterminer les *chaleurs spécifiques*, on se sert en général de trois méthodes, savoir, la méthode du calorimètre, dont nous venons de parler, la méthode des mélanges, et la méthode du refroidissement. Dans la méthode des mélanges, la chaleur perdue par un corps qui se refroidit se transmet à un second corps qui se réchauffe; et si l'on connaît les poids de ces corps, il suffit d'observer les températures perdues et gagnées, pour en déduire le rapport de leurs capacités. Des recherches entreprises à ce sujet par *Dulong* et *Petit*, et plus récemment par *M. Regnault*, on est arrivé aux lois suivantes : 1° *Pour les corps simples, les*

chaleurs spécifiques sont en raison inverse des équivalents chimiques; 2° Dans tous les corps composés, de même composition atomique et de constitution chimique semblable, les chaleurs spécifiques sont en raison inverse des poids atomiques.

Capacités déterminées par la méthode de refroidissement :

Noms des substances.	Capacités, celle de l'eau étant = 1.	Poids atomiq., celui de l'oxygène étant = 1.
Bismuth,	0, 0288	15, 50
Plomb,	0, 0295	12, 93
Or,	0, 0298	12, 45
Platine,	0, 0511	11, 16
Étain,	0, 0511	7, 53
Argent,	0, 0537	6, 73
Zinc,	0, 0927	4, 05
Cuivre,	0, 0919	3, 937
Fer,	0, 1100	5, 392
Soufre,	0, 1880	2, 011

Nous avons dit que les combinaisons chimiques offrent également une source de chaleur importante. MM. *Andrews* et *Graham* ont fait à ce sujet une série d'expériences qui tendraient à établir les lois suivantes : 1° *Loi des acides* : Un équivalent de divers acides, combiné avec la même base, produit à peu près la même quantité de chaleur; 2° *Loi des bases* : Un équivalent de différentes bases, combiné avec le même acide, produit des quantités de chaleurs différentes; 3° *Loi des sels acides* : Lorsqu'un sel neutre se convertit en sel acide, en se combinant avec un ou plusieurs éléments d'acide, on n'observe aucun changement de température; 4° *Loi des sels basiques* : Lorsqu'un sel neutre se convertit en sel basique, la combinaison est accompagnée d'un dégagement de chaleur. — *Chaleur animale*. Cette chaleur a une source propre et encore incertaine; car ceux qui l'attribuent soit à la respiration (combustion du carbone du sang), soit à l'innervation ou à la circulation du sang, s'égarèrent dans le labyrinthe des hypothèses. Cette chaleur échappe aux lois ordinaires de la physique; elle se maintient à peu près constante chez les animaux qui habitent les pays arctiques, aussi bien que chez ceux qui habitent les pays tropicaux. Ainsi, chez l'homme, la température du sang se maintient sensiblement à 37°; l'âge et le climat ne produisent que de légères différences. *J. Davy* a mesuré la température du sang de nègres de Madagascar et de Mozambique, de Hottentots, de naturels de Ceylan, d'albinos, de Malais, de Chipaves, de prêtres de Bouddha, qui se nourrissent exclusivement de légumes, de Vaidis qui ne vivent que de viandes, et il a trouvé que la température de leur sang variait très-peu; la plus basse température était de 33,8 : elle appartenait à deux Hottentots du cap de Bonne-Espérance; la plus élevée était de 38,9 : elle appartenait à deux enfants d'Européens, nés à Colombo, l'un de huit et l'autre de douze ans. Chez les

mammifères, surtout chez ceux de l'ordre des carnassiers, la température du sang est sensiblement la même que chez l'homme. Chez les oiseaux, elle est de 40° à 43°, c'est-à-dire de plusieurs degrés plus élevée que chez l'homme. Chez quelques reptiles, elle a été trouvée de 20° à 32°; chez les poissons, les mollusques et les crustacés, de 14 à 27°; la température de l'air ambiant était à peu près la même que celle du sang de ces animaux.

CALORIQUE. [*Chaleur.*] Ce nom fut appliqué pour la première fois par Lavoisier au principe impondérable de la chaleur. D'après la théorie de Lavoisier, le calorique doit être rangé au nombre des substances simples; tous les corps sont composés de calorique, élément impondérable, et d'un ou de plusieurs radicaux pondérables. D'après cette théorie, les corps solides sont ceux qui renferment le moins de calorique, et les gaz en renferment le plus; ce calorique est logé dans les interstices qui séparent les atomes les uns des autres, et il devient libre par un rapprochement brusque de ces mêmes atomes. C'est ce qui expliquerait la production de chaleur qui accompagne l'oxygène au moment de sa combinaison avec un autre corps, c'est-à-dire, au moment où il perd son état de fluide élastique. Cette théorie si ingénieuse de Lavoisier a prévalu jusqu'à nos jours, après avoir subi différentes modifications. — Faisant abstraction de tout ce que les philosophes ont dit touchant l'origine obscure et la cause de la chaleur, nous nous bornerons à signaler les lois générales tirées des nombreux effets de cet agent mystérieux, auquel Lavoisier a donné le nom de *calorique*. Les principales sources du calorique sont le soleil et les combustions ou combinaisons chimiques. Le mode de propagation du calorique, c'est le *rayonnement*. Tous les corps chauffés ont un *pouvoir émissif* ou *rayonnant*, c'est-à-dire qu'ils ont la propriété d'émettre autour d'eux, dans toutes les directions, de la chaleur, qui traverse l'air comme la lumière traverse les milieux translucides. C'est pourquoi on dit *rayons calorifiques*, comme on dit *rayons lumineux*. Cette analogie est démontrée au moyen de deux miroirs paraboliques de métal poli, disposés de manière que leurs axes soient coïncidents : Après avoir placé un corps incandescent au foyer du premier miroir, on remarque qu'un corps combustible, par exemple, un morceau d'amadou, peut s'allumer au foyer du second, éloigné du premier de plusieurs mètres. Les rayons calorifiques se réunissent donc en un foyer, absolument comme le feraient les rayons lumineux. Le *pouvoir émissif* suppose naturellement le *pouvoir absorbant*; l'amadou qui s'allume au foyer du miroir ardent suppose qu'il possède la faculté d'absorber le calorique. Il en est de même de tous les corps qui s'échauffent au soleil, ou par toute autre source de calorique. Mais les corps n'absorbent pas toute la chaleur provenant d'un foyer quelconque : une

parlie de cette chaleur est réfléchi comme la lumière, c'est-à-dire en faisant l'angle de réflexion égal à l'angle d'incidence. C'est ce que démontre encore l'expérience des miroirs, car les foyers de chaleur coïncident avec les foyers de lumière. Le pouvoir réfléchissant doit être nécessairement complémentaire du pouvoir absorbant, car la somme des quantités de chaleur absorbées et réfléchies représente exactement la totalité de la chaleur incidente; conséquemment l'un de ces pouvoirs augmente quand l'autre diminue, et le pouvoir réfléchissant est nul, dans le cas où le pouvoir absorbant serait total; c'est ce qui arrive pour les surfaces recouvertes de noir de fumée: au contraire, le pouvoir réfléchissant est d'autant plus grand, que les surfaces métalliques sont plus polies.

L'équilibre de température dans une enceinte quelconque s'établit par un échange mutuel: chaque corps perd autant de chaleur qu'il en absorbe. Aucun corps ne peut éprouver une modification de température, sans que tous les autres qui l'entourent ne participent à l'instant à cette modification; mais dans des rapports variables à raison de leur grandeur, de leur distance et de leur intensité calorifique. Le pouvoir calorifique, comme l'attraction, est en raison inverse du carré de la distance. D'après la loi du carré inverse, l'intensité des rayons calorifiques est proportionnelle au cosinus de l'angle que ces rayons font avec la normale de l'élément rayonnant. Quant aux lois du refroidissement et aux phénomènes du calorique rayonnant dans les substances diaphanes, voyez DIATHERMASIE et REFROIDISSEMENT. A l'article CONDUCTIBILITÉ, il est question de la propagation de la chaleur dans les corps. Pour la capacité spécifique de la chaleur, et la chaleur latente, voyez CALORIMÉTRIE.

On a beaucoup discuté pour savoir si le calorique ne serait pas au fond le même principe que la lumière, dans deux états différents. Ce qu'il y a de certain, c'est que toutes les lois de réflexion et de réfraction de la lumière s'appliquent également au calorique. M. Melloni est un des physiciens qui ont, sous ce rapport, le plus contribué aux progrès de la science. Herschel avait déjà fait voir, en 1800, qu'en décomposant la lumière du soleil au moyen d'un prisme, on remarque qu'un thermomètre placé au delà du rouge du spectre solaire accuse une température sensible. Ce point, au delà du rouge, fut dès lors appelé *spectre calorifique*, par opposition au spectre lumineux ou coloré. Seebeck démontra plus tard que la position du maximum de la chaleur du spectre solaire change avec la nature de la composition du prisme: le flint-glass le fait paraître un peu en dehors du rouge; le crown-glass, un peu en dedans; l'alcool et l'acide sulfurique, dans l'orange; et l'eau dans le jaune. M. Melloni, qui s'était occupé de cette question depuis 1832, a publié récemment

un travail important, où l'analyse du spectre calorifique est discutée sous un point nouveau. (Voyez *Comptes rendus de l'Académie des sciences*, janvier 1841.) — La construction du thermomètre (voyez ce mot) repose sur la propriété qu'ont les corps de se dilater sous l'influence de la chaleur: les corps gazeux plus que les liquides, et les corps liquides plus que les corps gazeux. — Quant à la chaleur terrestre, voyez LIGNES ISOTHERMES, TEMPÉRATURE DE LA TERRE.

CAMÉLÉON MINÉRAL. Voy. MANGANÈSE.

CAMÉLÉON VERT. Voy. MANGANÈSE.

CAMPHOGÈNE. Liquide incolore, obtenu par M. Dumas en distillant le camphre du Japon avec l'acide phosphorique anhydre. Il bout à 175°; sa densité est 0,860 à 15°. Chauffé au bain-marie avec un léger excès d'acide sulfurique, il se transforme en acide sulfocamphique. La composition du camphogène est exprimée par la formule: $C^{20} H^{16}$.

CAMPHOLIQUE (Acide). De Lalande obtint cet acide en faisant passer des vapeurs de camphre sur un mélange de chaux et de potasse chauffé à 400°. L'acide campholique a la consistance du camphre; il fond à 80°, et bout vers 250°. Insoluble dans l'eau, il se dissout très-bien dans l'alcool et dans l'éther. Il forme avec les bases des *campholates* peu cristallisables.

CAMPHORIQUE (Acide). Cet acide s'obtient en chauffant du camphre avec dix fois son poids d'acide nitrique concentré. Il cristallise en paillettes ou en petites aiguilles transparentes. Très-peu soluble dans l'eau, il se dissout dans l'alcool, dans l'éther et les huiles. Il fond à 70°, et se change en acide camphorique anhydre, en laissant un peu de charbon pour résidu. L'acide hydraté a pour formule: $C^{10} H^7 O^3 + H^2 O$. Les *camphorates*, dont la plupart ont été examinés par M. Malaguti, sont en général peu solubles et peu cristallisables.

CAMPBRE. Le camphre qui se rencontre dans le commerce est le suc concrété d'un arbre indigène au Japon, le *Laurus camphora*. Beaucoup d'autres arbres (*Dryobalanops camphora*, *Persea camphora*), indigènes dans les îles de la Sonde, fournissent du camphre. Suivant Proust, plusieurs plantes de la famille des *Labiées* renferment une matière identique avec le camphre. Le camphre se vaporise avec la plus grande facilité. Sa composition s'exprime par la formule: $C^{10} H^{16} O$. Suivant M. Pelouze, le camphre du Japon diffère chimiquement du camphre de Bornéo.

CAMPHEÈNE. Liquide jaunâtre, très-mobile, qui s'obtient en faisant passer des vapeurs de camphre sur de la chaux légèrement incandescente. Il bout à 75°. Sa formule est: $C_{50} H^{24} O$.

CANTHARIDINE. Principe cristallin, découvert par Pelletier en traitant par l'alcool bouillant l'extrait aqueux des cantharides (*Meloe vesicatorius*, L.). Le résidu de la solu-

tion alcoolique est traité par l'éther, qui, par l'évaporation spontanée, laisse déposer la cantharidine à l'état de lamelles micacées. La cantharidine est insoluble dans l'eau; elle se dissout facilement dans l'alcool et dans l'éther. Elle est fusible et volatile. C'est le principe actif des cantharides. M. Regnault lui assigne la formule : $C^{10} H^6 O_4$.

CAOUTCHOUC. Synonyme : *Gomme élastique*. Le caoutchouc provient du suc laiteux qui s'écoule des incisions faites à certains arbres des pays tropicaux (*Hevea guianensis*, *Iatrophu elastica*, *Tabernaemontana elastica*, *Lobelia caoutchouc*, etc.). Le suc est recueilli dans des moules d'argile ayant la forme de fioles. On le dessèche au feu libre, ce qui lui donne un aspect enfumé. Le caoutchouc a été pour la première fois bien décrit par la *Condamine*, en 1731. Le caoutchouc se gonfle et s'amollit considérablement dans l'eau chaude et dans l'alcool. Il se dissout dans l'éther, dans l'huile de goudron et dans l'huile essentielle de térébenthine. Il fond à 120°, et reste onctueux après le refroidissement. Dépouillé de toute matière étrangère, il a, suivant Faraday, la composition d'un hydrogène carboné (87,2 de carbone, 12,8 d'hydrogène). Le caoutchouc sert à faire des tubes élastiques d'un grand usage dans les laboratoires de chimie. *Makintosh* s'en est le premier servi pour fabriquer des étoffes imperméables. A cet effet, on applique, sur un des côtés du tissu qu'on veut rendre imperméable, une dissolution de caoutchouc dans un mélange d'huile de goudron et d'essence de térébenthine; on presse l'un contre l'autre deux tissus ainsi enduits, et on les dessèche dans des chambres chauffées par la vapeur d'eau.

— *Produits de la distillation sèche du caoutchouc* : En fractionnant ces produits, on obtient des huiles dont le point d'ébullition varie, et dont la composition est semblable à celle de l'huile essentielle de térébenthine. La moins volatile ne distille, suivant *Him'y*, qu'au-dessus de 360°. L'huile qui passe vers 170° a reçu le nom de *caoutchine*; elle ne se solidifie pas encore à - 39°. Sa composition est $C^5 H_4$; elle se combine avec le chlore et le brome (*chlorocaoutchine*). M. *Boucharlat* a obtenu, par la distillation sèche du caoutchouc, un liquide bouillant déjà au-dessus de 0°, ainsi qu'un autre liquide (*caoutchine*) qui passe entre 10° et 18°. Un troisième liquide huileux, peu volatil, bouillant à 313°, a reçu le nom de *hévéne*.

CAPILLARITÉ. Lorsqu'on plonge dans un liquide l'extrémité d'un tube de l'épaisseur de quelques millimètres, on remarque que la colonne de liquide qui pénètre dans l'intérieur de ce tube ne se trouve presque jamais au niveau extérieur. Dans l'eau, la colonne s'élève au-dessus de ce niveau; dans le mercure, elle s'abaisse au-dessous. Ce phénomène est un effet de la force de *capillarité* ou de l'attraction capillaire. Cette force s'exerce, d'une

manière générale, au contact des liquides et des corps solides entre eux. En faisant l'expérience avec des tubes d'une épaisseur variable, on est arrivé à cette loi, que *les longueurs des colonnes soulevées ou déprimées sont en raison inverse des diamètres des tubes*. Ainsi, l'eau s'élève à 25 mm., 1634 dans un tube (*capillaire*) de 1 m., 2944; et à 15,3861 dans un tube de 1 m., 9054. Lorsque les tubes ne sont pas mouillés par le liquide dans lequel on les plonge, la colonne est abaissée au-dessous du niveau extérieur; tel est le cas d'un tube de verre capillaire trempé dans du mercure. Une aiguille à coudre s'enfonce dans l'eau lorsqu'on la pose légèrement à la surface de ce liquide; elle surnage, au contraire, lorsqu'on la graisse, de manière à l'empêcher d'être mouillée par l'eau. Certains insectes ne pourraient pas marcher sur l'eau, si leurs pattes étaient susceptibles d'être mouillées par ce liquide. Deux balles de liège, dont l'une est mouillée tandis que l'autre ne l'est pas, se repoussent dès qu'elles sont arrivées à distance capillaire : elles s'attirent, au contraire, dans le cas où les balles sont toutes mouillées ou non mouillées. Ces mouvements résultent des courbures que les surfaces liquides éprouvent au contact des corps solides. Pour soulever horizontalement un disque posé sur une surface liquide, il faut un effort dont on peut estimer la valeur à l'aide d'une balance. (*Expériences de Cigna, Taylor, Guyton et Gay-Lussac.*)

Les phénomènes de capillarité ne s'observent pas seulement avec des tubes, mais avec des lames, des cônes, etc. Au moyen de tubes prismatiques, dont les sections étaient des triangles et des rectangles, Gellert parvint à établir deux lois générales : 1° Les hauteurs sont réciproques aux lignes homologues des bases, quand ces bases sont semblables; 2° les hauteurs sont les mêmes, quand les bases ont des surfaces équivalentes.

L'*Endosmose* (voyez ce mot) est sans doute un phénomène capillaire, bien qu'il ne s'accorde pas suffisamment avec les lois ordinaires de la capillarité.

CAPNOMÈRE (de $\kappa\alpha\pi\nu\acute{o}\varsigma$, fumée, et $\mu\acute{o}\rho\alpha$, partie). Liquide huileux, incolore, volatil, découvert par Reichenbach dans l'huile de goudron du hêtre. Il se trouve dans les produits de la distillation de beaucoup de matières organiques. Il a une odeur de gingembre et un arrière-goût styptique. Sa densité est 0,9775. Il bout à 183° et brûle avec une flamme fuligineuse. Peu soluble dans l'eau, il se dissout très-bien dans l'alcool, dans l'éther et les huiles. Sa composition n'a pas été déterminée.

CAPRIQUE (Acide). Un des acides du beurre, découvert par Chevreul. (*Voyez* Acide BUTYRIQUE.) C'est un liquide huileux, d'une saveur mordicante, et tachant la langue en blanc; il se prend à 110°,3 en une masse d'aiguilles fines. Son odeur rappelle celle de la

sueur et du bouc. Il se dissout en toutes proportions dans l'alcool. Sa densité est 0,9105. Sa composition est représentée par la formule : $C^{16} H^{14} O^3$. L'acide caprique forme, avec l'oxyde de plomb et la baryte, des *caprates* cristallisables, ayant pour formule : $C^{16} H^{14} O^3 + Pb O$ et $C^{16} H^{14} O^3 + Ba O$.

CAPROÏQUE (Acide). Ce corps, découvert par Chevreul, a à peu près les mêmes propriétés que l'acide *caprique*. (Voyez ce mot.) Il ne se solidifie pas à 90° ; il bout au-dessus de 100° , et se décompose par la distillation. Sa composition, déterminée par Chevreul, correspond à la formule : $C^{12} H^9 O^3$.

CARACTÈRES D'IMPRIMERIE. Ces caractères étaient primitivement en bois. Basile Valentin fait mention des caractères d'imprimerie métalliques vers la fin du quinzième siècle. Aujourd'hui on les fabrique avec un alliage composé de 21 p. de plomb et 16 p. d'antimoine.

CARAMEL. Le sucre de canne fondu (à 180°) se prend, par le refroidissement, en une masse amorphe, que l'on désigne vulgairement sous le nom de *sucre d'orge*. Vers 220° , il se convertit en une masse noire et poreuse, connue sous le nom de *caramel*. Cette poudre noire, ou d'un brun foncé, a, suivant Péligot, la même composition que le sucre de canne combiné avec l'oxyde de plomb, savoir : $C^{12} H^9 O^9$.

CARAPINE. Corps blanc cristallin, découvert par Boullay et Robinet dans le *Carapus guianensis*. Peu connu.

CARBAMIDE. Produit de la décomposition de l'acide chlorocarbonique avec l'ammoniac. La carbamide est soluble dans l'eau. Les acides minéraux la convertissent en carbonate d'ammoniac. Sa formule est : CO, NH^2 .

CARBAZOTIQUE (Acide). Synonymes : *Acide picrique*, *Acide nitro-phénisique*, *Amer de Welter*. L'acide carbazotique s'obtient par l'action de l'acide nitrique sur l'acide anilique, la silicine, l'indigo, la soie, etc. Il cristallise sous forme de feuillets d'un jaune clair; il se dissout dans l'eau bouillante et l'acide sulfurique concentré. D'après les analyses de Dumas et de Marchand, l'acide carbazotique cristallisé a pour formule : $C^{12} H^2 N^3 O^{13} + HO$. Les *carbazotates* sont très-peu solubles; ceux à base d'alcali détonent progressivement par l'application de la chaleur. Ils ont une saveur très-amère. Leur formule générale est : $C^{12} H^2 N^3 O^{13} + MO$.

CARBOLIQUE (Acide). Ce corps oléagineux a été obtenu par Runge en traitant l'huile du gondron de houille par un lait de chaux. M. Laurent le considère comme l'hydrate d'un radical qu'il appelle *phenyle*, et le représente par $C^{12} H^5 O + HO$.

CARBONATES. C'est, de tous les genres de sels, le plus facile à reconnaître. Traités par un acide, les carbonates se décomposent tous avec effervescence, en dégageant l'acide carbonique, à la place duquel se substitue l'acide

employé. Les sulfites et les hyposulfites font aussi effervescence avec les acides; mais le gaz qui se dégage est facile à reconnaître à son odeur (gaz sulfuréux). Les carbonates sont décomposés à des températures variables, excepté les carbonates secs de potasse, de soude, de lithine, qui résistent à toute température. Le carbonate de baryte, qu'on a cru pendant longtemps indécomposable au feu, se décompose à la température du fer fondant. Pour décomposer les carbonates de potasse, de soude et de lithine, il faut les chauffer avec du charbon, du soufre, du fer, enfin avec des corps qui décomposent l'acide carbonique en s'emparant au moins de la moitié de son oxygène. Le potassium, le sodium, l'aluminium, etc., s'emparent de la totalité de l'oxygène de l'acide du carbonate, en laissant pour résidu du carbone noir. Tous les carbonates sont plus ou moins insolubles. Les carbonates de potasse, de soude, d'ammoniac et de lithine sont seuls solubles dans l'eau; ils sont peu solubles dans l'alcool. Tous les carbonates alcalins verdissent le sirop de violette, ramènent au bleu la teinture du tournesol rougi par un acide; en un mot, ils ont tous une réaction alcaline. Certains carbonates insolubles deviennent solubles par un excès d'acide carbonique, et se transforment en *bicarbonates*. Les carbonates de chaux, de baryte, de magnésie, de fer, sont dans ce cas.

Dans les *carbonates neutres*, un équivalent d'acide saturé un équivalent de base; l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base comme 2 est à 1. Dans les *bicarbonates*, il y a deux équivalents d'acide unis à un équivalent de base. L'oxygène de l'acide, dans ce cas, est 1, celui de la base étant 1. Dans les *sesquicarbonates* (sesquicarbonate d'ammoniac) il y a 1 équivalent de base uni à 1 1/2 équiv. d'acide. Il y a enfin des *sous-carbonates* dont la composition n'est pas exactement déterminée. La potasse, la soude, l'ammoniac, la lithine, la baryte, la chaux, la strontiane, la magnésie, exposés au contact de l'air, absorbent de l'acide carbonique, pour se changer d'abord en sous-carbonates et enfin en carbonates neutres. L'eau chargée d'acide carbonique transforme les carbonates de chaux, de magnésie en bicarbonates solubles. Tous les métaux qui s'oxydent à l'air ne tardent pas à s'y changer en sous-carbonates. La plupart des prétendus oxydes métalliques sont des sous-carbonates hydratés.

CARBONE. Corps solide, qui se présente, soit sous forme de poussière noire, sans cristallisation déterminée, soit sous la forme naturelle d'un minéral (graphite), soit sous forme cristalline (octaèdre ou dodécaèdre) constituant le diamant (dimorphe). C'est à cette propriété qu'a un même corps d'affecter plusieurs états différents, que M. Berzelius a donné récemment le nom d'*allotropie*. La densité du carbone à l'état de diamant est 3,53, et à l'état pulvérulent, 2,1. Le carbone est insipide,

inodore, et tout à fait insoluble dans l'eau. Il est complètement infusible et fixe. Le carbone cristallisé, qui peut présenter des colorations variées, réfracte très-fortement la lumière : son indice de réfraction est 2.439. Newton place, dans la liste des corps qui réfractent la lumière, le diamant à côté des résines. C'est-à-dire à côté des corps les plus riches en carbone ; il était donc près d'arriver, par une autre voie, à découvrir que le diamant est du carbone. A l'état poreux ou pulvérulent, le carbone est si mauvais conducteur de l'électricité, qu'on peut l'employer comme corps isolant. A l'état de diamant, il conduit assez bien l'électricité.

Le carbone se combine directement avec l'oxygène à l'aide de la chaleur, pour donner naissance à de l'acide carbonique ou à de l'oxyde de carbone. Lorsque le carbone est en excès par rapport à l'oxygène, il se produit de l'oxyde de carbone ; dans le cas contraire, il se forme de l'acide carbonique. En se combinant avec l'hydrogène, le carbone donne de l'hydrogène protocarboné, de l'hydrogène bicarboné, et une foule d'autres carbures d'hydrogène, en général odorants comme les huiles essentielles. Il se combine, par voie indirecte, avec l'azote (cyanogène), et avec un certain nombre de métaux tels que le fer, le zinc, le cuivre. Ces dernières combinaisons ne sont point en proportions rigoureusement définies. La fixité, l'infusibilité, et la propriété qu'a le carbone de produire, pendant sa combustion avec l'oxygène, de l'acide carbonique qui représente exactement le volume d'oxygène absorbé, tout cela ne permet pas de confondre le carbone avec aucun autre corps.

Le carbone est un corps simple ; sa formule est : C ou C² = 12.0. Ce poids atomique a été trouvé récemment par la combustion directe du diamant. (Dumas et Stass.)

Le carbone se rencontre pur, sous le nom de diamant, dans les Indes occidentales et dans différents districts du Brésil. La houille, le graphite, l'antracite, le lignite, sont du carbone mêlé à quelques substances étrangères. A l'état de combinaison il constitue la matière fondamentale de tous les corps organiques. On obtient le carbone par divers moyens. 1^o Lorsqu'on brûle des résines dans un endroit où l'accès de l'air est incomplet, on obtient une grande quantité de noir de fumée. Celui-ci, condensé dans un creuset et calciné au rouge, donne un résidu noir très divisé, qui est du carbone à peu près pur. 2^o En recueillant l'acide carbonique qui se dégage des charbons en combustion, et en le décomposant au moyen du potassium, on obtient du carbone parfaitement pur ; mais ce procédé est trop coûteux pour être généralement employé. 3^o En faisant arriver dans un tube de porcelaine, chauffé au rouge, des vapeurs d'huile de térébenthine ou d'esprit de vin, on obtient du carbone pur, doué d'un éclat métallique.

Le carbone pur, à l'état de diamant, sert, à cause de son extrême dureté, à couper le verre, car le diamant lui-même ne peut être rayé que par sa propre poussière. Tout le monde connaît l'emploi du diamant comme ornement.

Oxyde de carbone. L'oxyde de carbone est un gaz incolore, insipide et inodore. Sa densité est 0.9672. Il est peu soluble dans l'eau, qui n'en prend que $\frac{1}{500}$ de son volume. Il brûle avec une belle flamme bleue. C'est ce gaz qui produit la flamme bleue qu'on remarque souvent pendant la combustion du bois ou du charbon dans nos cheminées. La chaleur et l'électricité n'exercent sur lui aucune action décomposante. Son indice de réfraction est 1.137. L'oxyde de carbone ne précipite pas l'eau de chaux. En brûlant, il forme de l'acide carbonique qui précipite l'eau de chaux. Il n'entre ni la respiration ni la combustion. L'air qui contient le quart de son volume d'oxyde de carbone, est irrespirable. L'oxyde de carbone se combine avec l'oxygène au moyen de la chaleur ou de l'électricité. L'oxyde de carbone est un corps éminemment stable. Le fer et le carbone ne le décomposent à aucune température. Le potassium lui-même ne le décompose pas ; il se combine avec lui, et donne un composé particulier de potassium et d'oxyde de carbone qui n'a pas encore été bien examiné.

En chauffant 4 parties d'acide sulfurique avec 1 partie d'acide oxalique, on obtient un dégagement de volumes égaux d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. Après avoir absorbé l'acide carbonique par la potasse ou la chaux caustique, on a pour résidu l'oxyde de carbone. L'acide oxalique se compose de carbone et d'oxygène, dans les rapports de volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone. L'acide sulfurique décompose l'acide oxalique, en lui élevant 3 équivalents d'eau.

$$\begin{array}{l} \text{C}^2 \text{O}^3 + 3 \text{ éq. d'eau} \\ \text{S} \text{O}^3 + 4 \text{ éq. d'eau} \end{array} = \begin{array}{l} \text{CO}^2 \text{ (ac. carbonique).} \\ \text{CO} \text{ (ox. de carb.)} + \\ \text{SO}^3 + 4 \text{ éq. d'eau.} \end{array}$$

On prépare également l'oxyde de carbone en décomposant l'acide carbonique par le fer ou par le carbone à une température élevée, ou bien en calcinant des oxydes métalliques avec du charbon en excès. Car lorsque l'oxygène est en excès par rapport au carbone, il se forme de l'acide carbonique ; dans le cas contraire, il se produit de l'oxyde de carbone. Un volume d'oxyde de carbone et un volume de chlore, mis ensemble dans un ballon, se combinent sous l'influence de la lumière, en donnant naissance à un volume de gaz acide *chloroxy-carbonique*. Il y a donc condensation de moitié. Ce composé est fort remarquable, car il prouve qu'en remplaçant dans l'acide carbonique 1 équiv. de chlore (2 vol. de chlore) par 1 équiv. d'oxygène, on ne change pas le type du composé, c'est-à-dire qu'on donne naissance à un acide analogue, par sa composition, à l'acide carbonique.

En mettant dans l'eudiomètre :

oxyde de carbone = 100 volumes
oxygène = 100 vol.

Total 200

on a,

après l'étincelle elect. = 130;

après la potasse = 30 (oxygène.)

Ainsi la potasse a absorbé 100 volumes d'acide carbonique. Des 100 volumes d'oxygène ajoutés dans l'eudiomètre aux 100 vol. d'oxyde de carbone, il n'y en a que 30 d'employés pour former de l'acide carbonique. Donc, 100 vol. d'oxyde de carbone prennent 30 vol. d'oxygène; en d'autres termes, l'oxyde de carbone contient moitié moins d'oxygène que l'acide carbonique; et en lui donnant cette moitié, on le change en acide carbonique. De là sa formule : = CO ou C²O (atomes).

D'après ces données, on détermine, par le calcul, le poids de l'unité de volume ou la densité de l'oxyde de carbone :

1,3240 = poids de 1 vol. d'acide carbonique.

0,3315 = poids de 1 2 vol. d'oxyg. (1,1026 = 1 v.).

0,9797 poids de 1 vol. d'oxyde de carbone.

Sulfure de carbone. Le sulfure de carbone est un liquide incolore, d'une odeur d'œufs pourris, et d'une saveur âcre et amère. Sa densité est 1,272. Il bout à 43°. Il est insoluble dans l'eau, et réfracte très-fortement la lumière. En se vaporisant, il produit un abaissement de température capable de congeler le mercure. Le sulfure de carbone est aussi stable que l'acide carbonique. La chaleur seule ne le décompose pas. Il est très-inflammable et brûle avec une flamme bleue, en donnant naissance à de l'acide sulfureux et à de l'acide carbonique. En brûlant dans l'oxygène, il produit une température capable de faire fondre des fils de platine. Lorsqu'on fait passer l'étincelle électrique à travers un mélange d'oxygène et de vapeurs de sulfure de carbone, il se produit de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique. Procédé de préparation : On fait passer des vapeurs de soufre sur des charbons chauffés au rouge. Le sulfure de carbone vient se condenser dans des récipients contenant de l'eau. Il se dégage en même temps des gaz, tels que l'hydrogène sulfuré, l'oxyde de carbone et l'acide carbonique. Par une distillation répétée, on obtient le sulfure de carbone parfaitement pur et limpide. Le sulfure de carbone a une composition analogue à celle de l'acide carbonique. Sa formule est = CS², analogue à celle de l'acide carbonique (CO²). Il se compose, en centièmes, de

13,77 de carbone

84,25 de soufre.

Le sulfure de carbone solide se trouve comme résidu dans le tube servant à la préparation du sulfure liquide. Brûlé avec du nitre, il donne du sulfate de potasse. Sa composition n'est pas connue. Le prétendu sulfure de carbone gazeux n'est probablement qu'un mélange d'acide sulhydrique et d'oxyde de car-

bone. Le sulfure de carbone liquide a été découvert par Lampadius.

Perchlorure de carbone. (*Huile du gaz oléifiant; Chloride de carbone*). Le perchlorure de carbone est solide, friable, incolore; son odeur est légèrement aromatique, et sa saveur douce et assez agréable. Sa densité est 2,0. Il est fusible et bout à 180°. Il est insoluble dans l'eau. Il ne joue ni le rôle d'acide ni celui de base. Il se décompose à une température élevée en chlore, et en un chlorure de carbone moins chloruré. Il brûle avec une flamme verdâtre, en répandant beaucoup de noir de fumée. Le chlore et le carbone ne se combinent pas directement. La combinaison ne s'opère qu'en faisant agir, à la lumière du soleil, un excès de chlore sur l'huile du gaz oléifiant (Cl² Cl). Dans cette action, le chlore se substitue à l'hydrogène en même temps qu'il se produit de l'acide chlorhydrique, qui est éliminé. Formule du perchlorure de carbone : C Cl².

Deutochlorure de carbone. (*Bichlorure de carbone; Bichloride de carbone*). Le bichlorure de carbone est liquide, incolore; sa densité est 1,35. Il bout à une température inférieure à 100°, et se congèle à une température au-dessous de 0°. Le bichlorure de carbone se décompose, dans un tube incandescent, en chlore et en carbone. Sa vapeur, mis en contact avec de l'hydrogène, donne, à une température élevée, de l'acide chlorhydrique et du carbone pur. Le deutochlorure de carbone est le résultat de la décomposition du perchlorure à la température rouge. Formule du deutochlorure de carbone : CCl². M. Julien d'Arbo a obtenu, par la distillation, un sulfate de fer de Fallun avec du nitre, une combinaison de chlore et de carbone, qu'il décrit sous le nom de *protochlorure de carbone* (C Cl). L'existence de ce composé est encore douteuse.

CARBONIQUE (Acide). L'acide carbonique est un gaz incolore et inodore. Il a une saveur légèrement aigrelette, lorsqu'il est dissous dans l'eau. C'est le seul acide gazeux inodore jusqu'à présent connu. Sa densité est 1,324. A cause de son poids, on peut le transvaser comme de l'eau, jusqu'à ce qu'il déborde des vases. A la température et à la pression atmosphérique ordinaires, 100 volumes d'eau dissolvent 101 volumes de gaz acide carbonique, c'est-à-dire que l'eau dissout environ son volume de cet acide. Comme tous les gaz, il se dissout proportionnellement à la pression à laquelle il est soumis. La dissolution, faite à froid, laisse dégager par la chaleur tout l'acide carbonique qui s'y trouve. Une diminution de pression agit comme la chaleur. De l'eau saturée de gaz acide carbonique, à une pression plus forte que celle de l'atmosphère, constitue l'eau gazeuse. Lorsqu'on débouche une bouteille d'eau chargée d'acide carbonique sous une pression de 10 atmosphères, c'est-à-dire chargée de 9 fois plus de gaz qu'elle n'en peut

contenir à la pression atmosphérique ordinaire, il arrive que le gaz s'en échappe aussitôt comme dans le vide. Il est cependant à remarquer que, dans ce cas, l'eau ne perd pas tout le gaz qu'elle devrait perdre. Au lieu de perdre les $\frac{9}{10}$ de gaz acide carbonique, elle n'en perd que les $\frac{7}{10}$ environ, c'est-à-dire qu'elle en retient environ 2 volumes de plus qu'elle n'en devrait retenir réellement sous la pression atmosphérique ordinaire. Aussi, lorsqu'on laisse tomber dans cette eau une croûte de pain, un morceau de papier roulé et chiffonné, ou un corps poreux quelconque, à l'instant l'effervescence recommence, et l'eau abandonne une nouvelle quantité d'acide carbonique. On peut renouveler ainsi l'expérience à plusieurs reprises. Il y a donc la une espèce d'équilibre instable dont on ne sait pas encore se rendre exactement compte. L'hydrogène, l'azote, enfin tout gaz incapable de se combiner avec l'acide carbonique, déplace facilement ce dernier gaz de sa dissolution dans l'eau. Ce fait très-général a surtout acquis de l'importance dans la nouvelle théorie de la respiration. La quantité de gaz que déplace un autre gaz de sa dissolution est en raison inverse de sa solubilité.

L'acide carbonique gazeux, soumis à la pression de 36 atmosphères, peut, à la température ordinaire (10°), passer à l'état liquide (Faraday). Dans cet état, il est transparent, incolore, et réfracte la lumière moins que l'eau; soumis à la chaleur, il se dilate énormément; sa dilatabilité surpasse même celle de l'acide carbonique gazeux. A la température de 0° , la force élastique des vapeurs de l'acide liquide anhydre équivaut à la pression de 40 atmosphères. L'acide carbonique liquéfié dans un appareil en fonte, au moyen d'une forte pression et d'un abaissement de température (-20°), s'échappe avec bruit au contact de l'air, en passant à l'état de gaz. Or, pour passer à l'état de gaz, il absorbe de la chaleur; et cette chaleur, il la prend à la portion restante d'acide liquide, qui en la perdant passe à l'état solide. C'est d'après ces données, et guidé par les expériences antérieures de Faraday, que M. Thilorier est parvenu à solidifier l'acide carbonique. Dans cet état, l'acide carbonique est blanc comme de la neige, et extrêmement léger; il produit sur la peau la sensation d'un froid excessif, en reprenant aussitôt son état de fluide élastique, avec production d'un abaissement de température d'environ 100° . On peut, au moyen de l'acide carbonique solide, congeler des masses considérables de mercure, ainsi que beaucoup d'autres liquides. La chaleur seule n'exerce aucune action décomposante sur l'acide carbonique. Cet acide réfracte la lumière; son indice de réfraction est 1,326. Une série d'étincelles électriques décompose l'acide carbonique incomplètement en oxygène et en oxyde de carbone. L'acide carbonique est un acide très-stable. Ayant pris naissance à une température élevée, il ne peut point être décomposé par la chaleur. Il rougit la

teinture de tournesol en rouge vineux. Il éteint les corps allumés, sur lesquels on peut le verser comme de l'eau. Impropre à la combustion, il l'est également à la respiration. Il tue, non pas seulement par simple privation d'air, comme l'azote ou l'hydrogène, mais par une action particulière qu'il exerce sur le sang et sur le système nerveux. L'air mêlé de 19 de son volume d'acide carbonique est irrespirable. L'acide carbonique de l'air se combine avec toutes les oxybases. Il n'existe donc pas, à dire vrai, d'oxydes basiques dans la nature, mais des carbonates ou des sous-carbonates. Le rôle que joue l'acide carbonique libre dans l'air, est plus grand qu'on ne le pense. Les combinaisons en apparence les plus stables sont, à la longue, altérées par l'acide carbonique de l'air; et l'absorption de l'oxygène lui-même par les métaux est puissamment favorisée non-seulement par l'humidité, mais surtout par la présence de l'acide carbonique, qui provoque, en quelque sorte, l'oxydation. Des expériences concluantes prouvent que les métaux ne s'oxydent à l'air qu'autant qu'il y a de l'acide carbonique. Ce fait, ajouté à d'autres, nous autorise à établir la loi suivante: *Deux corps ayant peu de tendance à se combiner directement, se combinent très facilement dès qu'on les met en présence d'un troisième corps, susceptible de se porter sur le composé que pourraient former les deux premiers.* Voici quelques exemples à l'appui de cette loi: L'oxygène et l'azote ne se combinent pas directement; on a beau foudroyer par une série d'étincelles électriques un mélange de 2 vol. d'azote et de 3 vol. d'oxygène, on n'obtient jamais d'acide nitrique. Mais qu'on mette ce mélange en présence d'un peu de potasse, aussitôt l'oxygène et l'azote se combinent, et il se produit du nitrate de potasse. De même, l'azote et l'hydrogène ne se combinent pas directement; quoi qu'on fasse, jamais un mélange de 2 vol. d'azote et de 6 vol. d'hydrogène ne produira directement de l'ammoniaque. Mais en foudroyant, par une série d'étincelles électriques, ces deux gaz en présence d'un acide tel que l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique, il se produit aussitôt du sulfate ou du chlorhydrate d'ammoniaque. Le potassium, le sodium, etc., peuvent décomposer l'acide carbonique complètement. Le résidu est du carbone pur. D'autres, comme le fer, le cuivre, et le carbone lui-même, ne le décomposent qu'incomplètement: ils ne lui enlèvent que la moitié de son oxygène, pour le transformer en oxyde de carbone. L'acide carbonique précipite l'eau de chaux ou l'eau de baryte, et le carbonate blanc qui en résulte est décomposé avec effervescence par tous les acides plus forts que l'acide carbonique. Si l'acide carbonique est en excès, il n'y aura pas de précipité avec l'eau de chaux, le bicarbonate de chaux étant soluble. Les alcalis absorbent rapidement l'acide carbonique.

L'acide carbonique existe à l'état de liberté dans l'air, 1000 vol. d'air contiennent, terme moyen, 4 vol. d'acide carbonique. Cette proportion est sensiblement la même dans les vallées profondes et sur les montagnes élevées. Saussure a trouvé de l'acide carbonique sur le cime du Mont-Blanc, c'est-à-dire à une hauteur de 2090 mètres. La quantité d'acide carbonique diminue à la surface de la mer. Il se produit journellement des torrents d'acide carbonique dans nos foyers, dans les usines, et partout où l'on brûle beaucoup de charbon ; mais ces torrents ne sont que des gouttes dans l'océan gazeux. La respiration des animaux et celle des plantes dans l'obscurité est une source intarissable d'acide carbonique. La fermentation et la décomposition des substances organiques donnent également naissance à une grande quantité de ce gaz.

Certains souterrains et cavernes sont des réservoirs permanents d'acide carbonique. On cite, comme exemple, la grotte du Chien, près du lac Agnano, aux environs de Naples. Les entrailles de la terre recèlent de vastes foyers d'acide carbonique. Celui-ci se dissout dans l'eau qu'il rencontre. Cette eau, arrivée à la surface de la terre, laisse échapper avec effervescence l'excès de gaz dont elle s'était chargée à une pression plus forte, à une grande profondeur dans l'intérieur de la terre. C'est là l'origine des eaux minérales gazeuses, comme celles de Pyrmont, de Vichy, de Seltz, etc. Mais l'acide carbonique existe bien plus abondamment encore dans la nature, à l'état de combinaison. La moitié de la croûte terrestre se compose de carbonate de chaux. Le Jura, les Apennins, les Alpes, presque toutes les montagnes de l'ancien et du nouveau continent, se composent, en grande partie, de pierres calcaires. Il se trouve à l'état de carbonate de potasse ou de soude dans les cendres des végétaux. Le fer et la chaux sont tenus en dissolution, à l'aide d'un excès d'acide carbonique, dans beaucoup de sources d'eaux minérales.

On prépare par un moyen facile l'acide carbonique, en traitant le bicarbonate de soude par un acide fort (acide nitrique, sulfurique, chlorhydrique). A peine ces deux corps sont-ils en contact, qu'il se produit une vive effervescence, et l'acide carbonique se dégage à l'état de gaz, qu'on peut recueillir sur l'eau ou sur le mercure. Un moyen économique de préparer l'acide carbonique, consiste à employer le carbonate de chaux (*craye, marbre*) et l'acide sulfurique. Seulement, comme le sulfate de chaux (*plâtre*) qui se produit est peu soluble, et que des couches de ce dernier peuvent s'opposer à une décomposition totale du carbonate de chaux, et conséquemment à un dégagement complet d'acide carbonique, il est plus convenable d'employer, à la place de l'acide sulfurique, l'acide nitrique ou l'acide

chlorhydrique, qui donnent un nitrate de chaux ou un chlorure de calcium soluble; mais, dans ce cas, il vaut mieux employer le marbre que la craie, pour éviter une effervescence trop vive.

En 1776, Lavoisier détermina le premier la composition de l'acide carbonique. Il trouva, par l'expérience directe, que du diamant brûlé dans l'oxygène donne 1 vol. de gaz acide carbonique égal au volume d'oxygène absorbé. Ainsi, 100 vol. d'oxygène donnent, en se combinant avec le carbone, 100 vol. d'acide carbonique. Donc, en soustrayant de la densité de l'acide carbonique celle de l'oxygène, on a la densité hypothétique de la vapeur de carbone. Formule : CO_2 .

L'acide carbonique est employé dans la fabrication des eaux gazeuses artificielles. Il existe dans le vin de Champagne, dans la bière et dans tous les liquides mousseux. Il dissout les pierres calcaires. On a essayé, en Angleterre, d'employer l'acide carbonique liquide anhydre, comme force motrice; mais ces essais ont été infructueux, parce que l'acide carbonique attaque les chaudières métalliques avec lesquelles on le met en contact.

CARMINE. Matière colorante de la cochenille, isolée, en 1818, par Pelletier et Caventou. On l'obtient, en faisant digérer la cochenille en poudre avec de l'éther, qui enlève toute la matière grasse; puis on l'épuise par de l'alcool bouillant, qui enlève le principe colorant. La carmine se présente sous forme de grains rouge-pourpre et cristallins. Insoluble dans l'éther, elle se dissout très-bien dans l'eau et l'alcool. Avec l'alumine, elle donne une laque d'un beau rouge, connue sous le nom de *carmin*. Elle se décompose par la chaleur, en répandant des vapeurs ammoniacales. Elle contient, suivant Pelletier, 49,55 de carbone, 6,66 d'hydrogène, 40,43 d'oxygène, et 5,56 d'azote.

CAROTINE. Matière colorante des carottes (*daucus carotta*). On l'obtient en épuisant par l'éther les carottes desséchées. En traitant par l'ammoniaque caustique le résidu de la liqueur évaporée, on enlève toute la substance grasse; le résidu est de nouveau dissous par l'éther alcoolisé, qui, par l'évaporation, laisse déposer la carotine sous forme de petits cristaux rubis. La carotine se dissout facilement dans les huiles grasses. Sa dissolution est d'un beau jaune, et s'altère rapidement à la lumière. La carotine est la matière colorante, non-seulement de la racine de carotte, mais d'un grand nombre de fleurs et de fruits jaunes. Elle n'a pas été analysée.

CARTHAME (Jaune de). On l'obtient en traitant par l'éther alcoolisé l'extrait aqueux de carthame (*carthamus tinctorius*). C'est une matière d'un jaune foncé, d'une saveur amère et salée; elle est très-soluble dans l'eau. Sa solution est légèrement rougie par les alcalis.

CARYOPHILLINE. Principe cristallin, blanc,

insipide et inodore, qui s'obtient en épulsant des clous de girofle par l'alcool bouillant. La caryophylline se dépose par le refroidissement de la liqueur. Elle se dissout dans l'éther et dans l'alcool bouillant. Sa composition s'exprime par la formule : $C^{20} H^{16} O^2$.

CASEÏNE. On distingue la *caseïne animale* et la *caseïne végétale*. La caseïne (animale) s'obtient sous forme de flocons agglomérés, par l'ébullition du lait écrémé. Elle est à peu près insoluble dans les acides minéraux un peu étendus. Elle se redissout dans un excès d'acides tartrique, acétique et oxalique. Elle est également soluble dans les alcalis. Par l'incinération, elle laisse un résidu salin de sulfate de chaux. La caseïne (animale) constitue la partie essentielle des fromages. La caseïne végétale présente l'aspect de l'empois; desséchée, elle forme une masse compacte et transparente. Elle se dissout aisément dans les acides tartrique et oxalique étendus. Sa solution n'est pas précipitée par l'alcool ni par le sublimé corrosif. La caseïne végétale (*legumine*) existe dans un grand nombre de plantes, et particulièrement dans les fruits des légumineuses. Pour l'obtenir, on broie, dans un mortier, des haricots, des lentilles ou des pois, ramollis dans l'eau. La bouillie qui en résulte est mêlée de beaucoup d'eau; ce mélange est jeté sur un tannin fin, qui retient les cosses, tandis que l'amidon et la caseïne passent à travers. Par le repos, l'amidon se dépose et la caseïne reste en dissolution. Cette dissolution, d'un blanc jaunâtre, s'acidifie à l'air, et se coagule comme du lait écrémé. Elle est précipitée par l'alcool et les acides minéraux étendus; le précipité donne une cendre alcaline, composée de phosphate calcaire. La caseïne tant animale que végétale se compose, terme moyen, de 35 pour 100 de carbone, 7 pour 100 d'hydrogène, 15 d'azote et 25 d'oxygène.

CASTINE. Matière cristalline, amère, contenue dans la semence du *vitez agnus castus*. On l'obtient en épulsant cette semence par l'alcool.

CASTORINE. Principe blanc, cristallin, obtenu en traitant le *castoreum* par 6 parties d'alcool bouillant. La castorine fond dans l'eau bouillante. Peu soluble dans l'alcool à froid, elle se dissout très-bien dans l'éther.

CATADIOPTRIQUE. Science qui a pour objet les effets réunis de la Catoptrique et de la Dioptrique, c'est-à-dire les effets réunis de la lumière réfléchie et de la lumière réfractée. La connaissance de ces effets est importante pour la construction des télescopes (*Voyez TÉLESCOPES*).

CATALYSE. (*Phénomène de contact; Action de présence.*) Il existe des réactions remarquables qui semblent, en quelque sorte, faire exception à la règle. Certains corps, mis en présence d'autres corps, font naître des produits nouveaux, sans que les corps qui font naître ces produits soient altérés dans leur con-

stitution. Exemples : le platine en éponge, plongé dans un mélange d'oxygène et d'hydrogène, détermine la combinaison de ces deux gaz, avec élévation de température, sans que le platine change de nature. Le contact de l'argent décompose le bioxyde d'hydrogène, sans que l'argent s'altère en aucune manière. La présence de l'acide sulfurique change l'amidon en sucre. Après l'expérience, on retrouve la même quantité d'acide sulfurique aussi intacte qu'avant l'expérience. La levure de bière transforme le sucre en alcool, sans s'altérer elle-même. M. Berzelius considère ces phénomènes comme étant dus à une force particulière, qu'il compare à la propriété assimilatrice des animaux, consistant à changer des aliments pris dans le règne végétal, en chyle, en sang, en chair, etc.; et il appelle cette force *catalytique*. L'admission de cette hypothèse est préjudiciable au progrès de la science; car elle satisfait en apparence l'esprit, naturellement paresseux, et entrave ainsi les recherches ultérieures.

CATÉCHINE. Synonymes : *Acide tannin-génique; Acide catéchucique*. On l'obtient en traitant le *cachou* par l'eau froide, qui enlève l'acide tannique et laisse la catéchine insoluble. Celle-ci présente l'aspect d'une poudre blanche, fusible et décomposable à une température élevée; elle communique aux sels de peroxyde de fer une couleur verte intense. Traitée par les alcalis, la catéchine se transforme, selon M. Svanberg, en deux acides nouveaux, l'*acide japonique* ($C^{12} H^4 O^3 + HO$) et l'*acide rubinique* ($C^{18} H^6 O^9$).

CATHARTINE (Amer de séné). Matière brunâtre, amorphe, d'une saveur amère, insoluble dans l'éther, soluble dans l'eau et l'alcool. On l'extrait, au moyen de l'alcool, du *Cassia séné*, du *Cytisus alpinus*, du *Coronilla varia*, etc. Elle constitue, suivant M. Lassaigne, la partie purgative du séné.

CATHÈTE. La ligne droite qui est supprimée partir d'un corps lumineux, et tomber sur une surface réfléchissante, se nomme *cathète d'incidence*. Si l'on conçoit une ligne droite qui part du point où se rend le rayon réfléchi, et qui tombe sur la surface réfléchissante, comme, par exemple, sur la surface d'un miroir, cette ligne s'appelle *cathète de réflexion*. Si l'on conçoit que cette ligne droite soit tirée de l'œil à la surface du miroir, on la nomme *cathète de l'œil*. Cette dernière est comme, on voit, une *cathète de réflexion*.

CATOPTRIQUE. Science qui a pour objet la réflexion de la lumière. Tous les corps non lumineux par eux-mêmes réfléchissent de la lumière; c'est cette condition qui les rend visibles. Quelque opaque que soit un corps, jamais il ne réfléchit toute la lumière qui tombe sur lui. On peut concevoir cette lumière partagée en trois parties, dont l'une se réfléchit régulièrement, ayant l'angle de réflexion égal à celui d'incidence. Une autre se réfléchit irrégulièrement et se disperse, à cause

de l'inégalité inévitable des surfaces; enfin une troisième se perd dans l'intérieur même. La première portion de lumière a pu seule être soumise à des lois certaines. L'expérience prouve que la lumière, lorsqu'elle se réfléchit, à l'angle de réflexion égal à celui d'incidence (voyez LUMIÈRE). Cette loi générale est le fondement de toute la *Catoptrique*: elle seule suffit pour rendre raison de tous les phénomènes; toutes les autres lois n'en sont que des conséquences (voyez MIROIRS). Si la direction de la lumière réfléchie peut être mesurée avec une précision géométrique, il n'en est pas de même de son intensité. L'observation a fourni à ce sujet les données suivantes: 1° la quantité de lumière régulièrement réfléchie va croissant avec l'angle d'incidence, sans toutefois être nulle quand cet angle est nul; 2° elle dépend du milieu dans lequel la lumière se meut, et du milieu sur lequel elle tombe; 3° elle est très-différente pour les corps de différente nature qui sont placés dans les mêmes circonstances.

CAUSTIQUES. (*Chimie.*) Substances qui produisent sur la peau l'effet d'une brûlure. De là leur nom (de $\kappa\alpha\upsilon\omicron\omega$, je brûle). La potasse, la soude, l'ammoniaque, la plupart des acides minéraux concentrés, sont rangés au nombre des substances caustiques.

CAUSTIQUES. (*Physique.*) Lorsque les rayons envoyés par un seul point lumineux, et réfléchis ensuite par une surface continue, ne se réunissent pas tous en un même foyer, il arrive que les rayons voisins se rencontrent; ces points de rencontre produisent alors une surface que l'on appelle *caustique par réflexion*, ou *autocaustique*.

CENDRES. Voyez CHARBON.

CENDRES BLEUES. Voyez CUIVRE.

CENTAURINE. Matière extractive brune, qu'on retire de l'*Erythraea centaurium*.

CENTRE DE GRAVITÉ. Tout corps pesant peut être considéré comme un assemblage d'un nombre infini de molécules matérielles, dont chacun est sollicité par la pesanteur vers le centre de la terre. Dans tout corps pesant, dont la dimension ne dépasse pas plusieurs centaines de mètres, on peut donc supposer un nombre infini de *forces parallèles et égales*. Or, c'est le point où s'applique la résultante de ces forces parallèles et égales, qui constitue le *centre de gravité*. Dans un *cercle*, le centre de gravité est au centre du cercle; dans un *cylindre à bases parallèles*, il est au milieu de l'axe; dans un parallélogramme, il est au point de rencontre des diagonales. Enfin, pour tous les corps homogènes, compacts et de formes régulières, on parvient, par des considérations géométriques assez simples, à déterminer le centre de gravité.

CENTRIFUGES. Voyez FORCES.

CENTRIPÈTES. Voyez FORCES.

CÉRAÏQUE (Acide). M. Hess a donné ce nom à la matière céroïde qui se forme pendant le traitement de la fécule par l'acide nitrique.

Cette matière est soluble dans l'alcool et dans l'éther; son analyse a fourni 79,87 de carbone, 12,14 d'hydrogène et 14,49 d'oxygène.

CERCLE. Figure plane, terminée par une ligne courbe, dont tous les points sont également éloignés d'un même point appelé centre. Cette figure est engendrée par la révolution d'une ligne autour d'un point. La ligne courbe, qui la termine, s'appelle *circonférence*. On appelle *rayon du cercle* une ligne droite tirée du centre à quelque point que ce soit de la circonférence. On nomme *diamètre* une ligne droite qui, passant par le centre, aboutit à deux points opposés de la circonférence. La *corde du cercle* est une ligne droite dont les deux extrémités aboutissent à deux points de la circonférence, mais qui ne passe pas par le centre. On voit par là que tout diamètre partage le cercle en deux parties égales, et que toute corde partage le cercle en deux parties inégales. On appelle arc de cercle une portion de sa circonférence, grande ou petite. On divise le *cercle* en 360 parties égales, appelées degrés; chaque degré se subdivise en 60 parties égales, appelées *minutes*; chaque minute, en 60 parties égales, appelées *secondes*; chaque seconde, en 60 parties égales, appelées *tierces*; chaque tierce, en 60 parties égales, appelées *quartes*, etc. Les degrés se marquent par un o placé un peu plus haut que le chiffre qui en exprime le nombre. Les minutes se distinguent par un trait; les secondes, par deux; les tierces, par trois, etc. Ainsi, pour exprimer vingt-cinq degrés sept minutes trente-trois secondes quatre tierces cinq quartes, on écrit, 25° 7' 33" 4''' 5'''' etc. Le diamètre d'un *cercle* est à sa circonférence, à peu de chose près, dans le rapport de 7 à 22, ou environ comme 1 à 3; ou, plus approchant du vrai, comme 115 à 355. L'espace renfermé dans la circonférence d'un *cercle*, s'appelle *aire du cercle*. Si l'on veut connaître la valeur de cette aire, il faut multiplier la circonférence du cercle par le quart de son diamètre, ou la moitié de sa circonférence par son diamètre entier. Mais ces propriétés du cercle ainsi que beaucoup d'autres, sont du domaine de la géométrie.

CÉRÉBRIQUE (Acide). Lorsqu'on traite la matière cérébrale par l'éther, et qu'on évapore ensuite la liqueur, on obtient un résidu visqueux contenant de l'acide cérébrique, de l'acide oléophosphorique, de la soude et du phosphate de chaux. Traité par l'alcool bouillant, mêlé d'un peu d'acide sulfurique, ce résidu cède l'acide cérébrique sous forme cristalline. Cet acide est blanc, d'un aspect grenu et cristallin. Il renferme 66 pour 100 de carbone, 10 d'hydrogène, 2 d'azote, 1 de phosphore et 19 d'oxygène (*Frémy*).

CÉRÉBROLÉINE. Liqueur huileuse, jaune. Il se sépare par l'ébullition de l'acide oléophosphorique dans l'eau. La cérébroléine a la même composition que l'oléine de la graisse humaine.

CÉRINE. En traitant la cire blanche par l'alcool bouillant, on obtient une dissolution qui, par le refroidissement, se prend en une bouillie gélatineuse, composée de fines aiguilles. C'est la *cérine*. Elle fond à 62°; bouillie avec une lessive de potasse caustique, elle donne une émulsion, qui laisse, après l'évaporation, une matière céroëuse, cristalline. C'est la *céroëine*. Elle fond à 70° (*Bouillon et Boissenot*).

CÉRITE. *Voyez* CÉRIUM.

CÉRIUM. Le cérium n'a point été jusqu'ici décrit à l'état de pureté. Il se présente sous forme de poudre, dont la couleur varie depuis le rouge jusqu'au brun-foncé. Il acquiert par le frottement un léger éclat grisâtre. Chauffé au contact de l'air, il se change en oxyde. Il décompose l'eau, à la température ordinaire. La plupart des acides l'attaquent et le dissolvent, avec dégagement d'hydrogène. Il brûle avec flamme dans la vapeur de soufre et dans le chlore gazeux. Les principaux minerais cérières sont :

1° La *céryte*. Ce minéral est sans apparence cristalline; sa couleur varie du rouge de carmin au brun rougeâtre. On le rencontre en Suède et ailleurs. C'est un silicate de protoxyde de cérium et d'oxyde de lanthane, mêlé de chaux carbonatée, de galène, de cuivre et de fer pyriteux.

2° La *gadolinite* (cérine, allanite, orthite). Il y a différentes espèces de gadolinites : la *gadolinite de Brobbo*, compacte, d'un noir de velours; la *cérine de Bostnaës*, ayant l'aspect de l'amphibole; l'*allanite* de Giesekz, en Groënland, et l'*orthite* de Finbo. mêlée de charbon. Ce sont des silicates multiples à base d'oxyde de cérium, d'yttria, de chaux, d'alumine, de fer et de manganèse. Le meilleur procédé pour préparer le cérium consiste à réduire le chlorure de cérium au moyen du potassium. Le cérium fut découvert en 1805, presque en même temps, par Klaproth, Hisinger et Berzelius. Le protoxyde, le peroxyde et les sels de cérium, renferment en général du lanthane (*Voyez* ce mot).

CÉROSIE. Matière blanchâtre, céroëuse, qui recouvre les cannes à sucre, particulièrement les espèces violettes. Elle fond à 80°. Sa densité est 0,961. Presque insoluble dans l'eau froide, elle se dissout très-bien dans l'eau bouillante. Formule : $C^{38} H^{50} O^2$.

CÉRUSE. *Voyez* PLOMB, sels.

CÉRVEAU. La matière cérébrale et la moelle épinière se composent d'environ 80 pour 100 d'eau, de 7 pour 100 d'une matière albuminoïde (albumine cérébrale de M. Frémy), puis de cholestérine, d'acide cérébrique, d'acide oléophosphorique, d'oléine, de margarine et de quelques traces d'acides gras. Toutes ces matières sont enlevées par l'éther, qui les dissout.

CÉTÈNE. Liquide oléagineux, incolore, qui s'obtient en distillant l'éthral avec l'acide phosphorique anhydre, et en cohobant plusieurs fois le produit de la distillation. Il est insoluble

ble dans l'eau; il est miscible en toutes proportions avec l'alcool et l'éther. Il bout vers 275°. La densité de sa vapeur est 8,007 = 4 volumes. Il brûle avec une flamme fuligineuse. Formule : $C^{32} H^{32}$ (*Dumas et Peligot*.)

CÉTINE. Produit qui se retire du blanc de balcine par le traitement alcoolique. Il cristallise en paillettes blanches, nacrées, fusibles à 49° et volatiles vers 560°. Traitée par les alcalis caustiques, la cétine se décompose en acide margarique, en acide oléique et en éthyl. Elle est soluble dans l'alcool anhydre, dans l'éther et dans les huiles. M. Dumas considère la cétine comme un composé de 1 éq. d'acide margarique, de 1 éq. d'acide oléique et de 5 éq. d'éthyl.

CÉTRARINE. (*Amer du lichen d'Islande*.)

Produit blanc, pulvérulent, obtenu par Berzelius en épuisant par l'alcool bouillant le *ce-traria Islandica*. La cétrarine est sans odeur et d'une saveur amère, désagréable. Elle ne fond pas et se décompose vers 200°. Elle est colorée en bleu foncé par l'acide chlorhydrique concentré; ce produit bleu donne avec l'acide sulfurique une solution rouge, qui, par l'addition de l'eau, repasse au bleu, puis au brun. Le perchlorure d'étain donne également naissance à une dissolution bleue, qui est précipitée par les alcalis à l'état d'une laque bleue. La cétrarine a été employée pour combattre les fièvres intermittentes. Sa composition n'a pas été déterminée.

CÉTYLE. Radical hypothétique, établi par M. Liébig; l'éthyl est quelquefois désigné sous le nom d'hydrate d'oxyde de cétyle.

CÉTYLIQUE (Acide). Synonyme: *Acide éthyl-lique*. On obtient cet acide, découvert par Dumas et Stass, lorsqu'on chauffe à 220° 1 partie d'éthyl avec 6 parties d'un mélange composé de parties égales de potasse et de chaux pulvérisée. On transforme le cétyle de potasse en cétyle de baryte, que l'on décompose par l'acide sulfurique. L'acide cétylique est solide, incolore, inodore, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Il est fusible vers 60°, et peut être distillé sans altération. Sa composition est : $C^{32} H^{32} O^2$. Elle est identique avec celle de l'acide palmitique.

CÉVADIQUE (Acide). La graine de cévadille (*veratrum sabadilla*), traitée à chaud par l'éther, fournit une matière huileuse. Cette matière est saponifiable par les alcalis; le cévadate de baryte, distillé avec l'acide phosphorique, cède l'acide cévadique sous forme d'aiguilles blanches, nacrées, fusibles à 20°. Ce produit, qui a l'odeur de l'acide butyrique, n'a pas été analysé.

CHÉROPHYLLINE. Produit peu examiné, obtenu par M. Polstorff en distillant les grains de *Chacrophytum bulbosum* avec une solution étendue de potasse.

CHALCOLITE (Phosphate cuprifère). Ce minéral a les mêmes caractères extérieurs que l'uranite. Il n'en diffère que par sa couleur, qui est d'un beau vert émeraude. On trouve le chalcolite en Cornouailles et dans le départe-

ment de l'Aveyron. C'est un phosphate double de chaux et d'urane.

CHALUMEAU. Le chalumeau est un tube conique et recourbé, dont on fait usage lorsqu'on veut exposer à une température très-élevée de très-petites quantités de matières. On y insuffle de l'air par l'ouverture la plus large; cet air sort à l'extrémité opposée par une petite ouverture, et passe à travers la flamme d'une lampe ou d'une chandelle; il la dévie latéralement, et donne ainsi naissance à une flamme dont la température est très-élevée. A l'aide du chalumeau on peut déterminer la fusion d'une infinité de corps; on peut aussi oxyder les métaux, griller les sulfures et les arseniures, réduire des oxydes, opérer des frites, des vitrifications, faire, en un mot, toutes les opérations qui exigent une température élevée. Cet instrument, auquel la science est redevable d'un grand nombre de découvertes, fut appliqué pour la première fois, vers l'an 1758, à l'examen des minéraux, par André de Schwab. Il fut perfectionné successivement par *Cronstedt*, *Rinmann*, *Engestræm*, *Gahn* et *Scheele*. Bergman y apporta beaucoup de modifications avantageuses, dont il serait trop long de rappeler les détails. — Pour obtenir la température la plus élevée à laquelle on puisse atteindre, on met en usage la combustion d'un mélange gazeux, formé de deux parties d'hydrogène et d'une partie d'oxygène. On fait passer ce mélange par l'ouverture étroite d'un chalumeau, et on l'enflamme. La flamme ainsi obtenue fond facilement le platine, le quartz et même l'alumine. (Voyez HYDROGÈNE).

CHAMBRE CLAIRE. (Chambre claire de Wollaston). Appareil servant à tracer l'image exacte d'un édifice, d'un paysage, etc. Il se compose essentiellement d'un prisme quadrangulaire, ayant un angle droit et un angle obtus de 150°. On obtient à peu près le même résultat avec un simple miroir métallique percé d'un trou de 3 ou 4 millimètres; les objets s'aperçoivent directement par le trou, et le crayon est vu par réflexion sur le miroir.

CHAMBRE NOIRE OU OUSCURE. Chambre fermée exactement de toutes parts, à l'exception d'une petite ouverture pratiquée au volet de la fenêtre. Dans cette ouverture on adapte un verre convexe ou lenticulaire, destiné à recevoir les rayons de lumière émanés ou réfléchis des objets extérieurs; ces rayons vont se peindre distinctement, avec leurs couleurs naturelles, sur un fond blanc placé dans l'intérieur de la chambre, au foyer du verre. On croit que ce fut J. B. Porta qui remarqua le premier les effets de la chambre obscure. Pour que les images des objets soient bien visibles et bien distinctes, il faut que les objets soient éclairés par les rayons directs du soleil. Mais, dans cet appareil, les images sont renversées; et, pour les redresser, on place ordinairement un miroir étami au dehors et en avant de la lentille. Pour rendre

les images plus nettes, on intercepte, avec des écrans convenablement ajustés, tous les rayons lumineux qui ne partent pas du champ de l'instrument.

CHARBON. Les substances organiques donnent, après une combustion incomplète, un résidu noir connu sous le nom de charbon; celui-ci s'appelle *charbon végétal* quand il provient de végétaux, et *charbon animal* lorsqu'il provient de la calcination de substances animales.

Le charbon n'est pas du carbone pur; car il laisse, après avoir été brûlé, un résidu (*cenures*) contenant différents sels alcalins (carbonate de potasse, carbonate de chaux, sulfate de potasse, chlorure de sodium, silice, oxyde de fer, etc.). Le charbon contient, en outre, une quantité notable d'hydrogène, ce qui fait qu'il brûle dans le commencement avec une flamme pâle et en répandant une odeur assez désagréable, probablement due à un carbure d'hydrogène (espèce d'huile essentielle), qui se produit pendant la combustion.

Le charbon de bois de bonne qualité est sonore, et conserve la forme du bois dont il provient. Le bois dur fournit un charbon lourd et compact, tandis que le bois poreux donne un charbon léger. Le bois ordinaire sec donne, si la combustion est incomplète et lente, environ de 21 à 28 pour 100 de charbon; tandis que ce même bois ne donne que de 12 à 17 pour 100 de charbon, lorsque la combustion est rapide. Les gaz et les vapeurs qui se dégagent sont plus riches en carbone dans le dernier cas que dans le premier. Le charbon animal est ordinairement plus dense que le charbon de bois; il a souvent un éclat métallique. Le règne minéral fournit la *houille*, composée de carbone, d'hydrogène, d'oxygène, et de quantités variables de soufre. La houille calcinée (désulfurée) s'appelle *coke*. Le coke produit, en brûlant, une très-haute température. Le charbon de bois récemment calciné en vaisseaux clos, et refroidi à l'abri du contact de l'air, possède, au plus haut degré, la propriété d'absorber les gaz et de les condenser dans ses pores. Le charbon du hêtre (*Fagus sylvatica*) absorbe, à la température de 12° et sous 0^m 76 de pression atmosphérique, 90 fois son volume de gaz ammoniac, 55 vol. de gaz sulfureux, 9 vol. d'oxygène, 17 vol. d'hydrogène. Au bout de 21 à 56 heures, le charbon n'absorbe plus de vapeurs ni de gaz, si ce n'est le gaz oxygène avec lequel il s'unit chimiquement. Tout ce qui diminue la porosité du charbon diminue aussi la faculté d'absorber des gaz. C'est parce que le graphite n'est point poreux, qu'il est impropre à condenser des gaz ou des vapeurs. Au moment où le charbon absorbe des gaz, sa température s'élève de 1 à 2° au-dessus de celle de l'air ambiant. Les gaz absorbés peuvent être déplacés par d'autres gaz, avec lesquels ils ne se combinent pas chimiquement.

Ils sont tous éliminés à une température élevée. Le charbon récent et bien calciné possède une autre propriété non moins remarquable, celle d'absorber à la fois les matières colorantes et les matières odorantes. C'est ainsi que les eaux stagnantes, bourbeuses, infectes, deviennent potables lorsqu'on les filtre à travers des couches de charbon pulvérisé. Mais le charbon paraît ici plutôt altérer qu'absorber les substances qui rendent l'eau impure; car, au bout d'un certain temps, l'eau redevient aussi infecte qu'auparavant. Le charbon, et surtout le charbon animal, est principalement utile dans la décoloration d'une foule de produits chimiques. C'est un des meilleurs moyens antiputrides; aussi est-il employé avec avantage dans le traitement de la pourriture d'hôpital, dans la conservation des viandes, etc. Le charbon animal est généralement un meilleur désinfectant que le charbon végétal. Tout le monde connaît l'usage du charbon comme combustible.

CHAUX. (Protoxyde de calcium.) Comme pour la baryte et la strontiane, il faut distinguer la chaux sèche, *anhydre*, de la chaux *hydratée*. La chaux sèche, obtenue par la calcination du nitrate ou du carbonate, se présente sous forme de poudre d'un blanc grisâtre, d'une densité égale à 2,5. Sa saveur est caustique, alcaline. La chaux résiste à la température des hauts fourneaux. C'est pourquoi on la regardait autrefois comme infusible ou apyre. Cependant elle fond au chalumeau, en se convertissant en une sorte d'émail blanc. Elle communique à la flamme de l'alcool une teinte rougeâtre, probablement due à la présence d'un peu de strontiane. La chaux anhydre est poreuse comme la baryte et la strontiane, ce qui tient à son mode de préparation (dégagement de gaz). Quand on plonge un morceau de chaux bien calcinée (chaux vive) dans l'eau, il se produit une sorte d'effervescence: des bulles de gaz se dégagent. Ces bulles ne sont autre chose que de l'air logé dans les interstices qu'occupait auparavant l'acide carbonique du carbonate de chaux. La chaux absorbe l'eau rapidement; elle se gonfle, et l'eau se vaporise par suite d'une élévation de température assez considérable. Dans cette action, la chaux de compacte qu'elle était, devient pulvérulente et blanche comme de la farine: c'est ce qu'on appelle la *chaux éteinte*. Dans cet état, elle est beaucoup plus fusible qu'à l'état anhydre; et, quelle que soit la température à laquelle on l'expose, elle conserve toujours au moins l'équivalent d'eau (*hydrate de chaux*).

La chaux est faiblement soluble dans l'eau. Il faut environ 1000 parties d'eau pour en dissoudre 1 partie. La chaux présente le rare phénomène d'être plus soluble à froid qu'à chaud, car l'eau de chaux (dissolution de chaux) se trouble à mesure que la température s'élève :

à 15°, la solubilité de la chaux est de $\frac{1}{778}$
à 34°, 4 $\frac{1}{972}$
à 100 $\frac{1}{1270}$

L'eau contenant une plus grande quantité de chaux qu'elle n'en peut dissoudre, s'appelle *lait de chaux*. La chaux est incristallisable à l'air, parce qu'elle se transforme en carbonate. On la fait cristalliser dans le vide de la machine pneumatique, en plaçant de la chaux vive à côté de l'eau de chaux. L'eau sucrée dissout une quantité notable de chaux, et la dissolution laisse déposer à l'air des cristaux de carbonate de chaux.

La chaux calcinée (*caustique*) exposée à l'air attire l'humidité et l'acide carbonique, pour se transformer en hydrate et en carbonate de chaux. La chaux hydratée est bien plus propre à former des combinaisons que la chaux sèche. La chaux sèche peut être employée comme un excellent moyen de dessiccation. Son affinité pour l'eau peut être mise à profit dans la fabrication de l'alcool absolu.

Un courant d'acide carbonique, que l'on fait passer dans une dissolution de chaux (*eau de chaux*), transforme la chaux en carbonate blanc qui trouble l'eau. A mesure que l'acide carbonique y arrive en excès, le trouble disparaît et l'eau redevient limpide. C'est qu'alors le carbonate insoluble s'est transformé en bicarbonate soluble. L'eau de chaux, exposée à l'air, se recouvre d'une pellicule de carbonate appelée par les anciens *crème de chaux*.

Lorsqu'on fait passer un courant de chlorure sur de la chaux placée dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, on obtient de l'oxygène qui se dégage, et du chlorure de calcium qui reste. La baryte, la strontiane et la magnésie, ainsi traitées, donnent également de l'oxygène.

L'hydrate de chaux, mêlé avec de l'eau et des grains de sable, constitue le *mortier*, qui se transforme, à la longue, en une masse pierreuse et compacte. Le durcissement du mortier est un effet complexe de l'évaporation de l'eau, de l'absorption de l'acide carbonique et de la combinaison chimique de la silice avec la chaux. L'absorption de l'acide carbonique dure des siècles. On trouve encore de la chaux caustique (non carbonatée) dans les murs les plus anciens; on en trouve dans les murs construits du temps des empereurs romains. Le mortier des anciens est extrêmement solide et compacte, ce qui est dû, non pas à un mode particulier de préparation, comme on le croit généralement, mais à l'effet du temps.

Le mortier qui se durcit sous l'eau, le *mortier hydraulique*, est fait avec un mélange de chaux, d'eau et de produits volcaniques, connus sous le nom de *trasse*, de *pouzzolane*, qui sont des matières siliceuses et alumineuses. On peut remplacer ces matières par la marne calcinée. *Composition*: La quantité de calcium se combinant avec 100 d'oxygène est :

236,019 (Ca)

100 (O)

336,019 = CO = 1 équivalent de chaux anhydre.

112,480 eau

468,499 = CO, HO = 1 équivalent d'hydrate de chaux.

La chaux à l'état de combinaison avec l'acide carbonique (marbre), avec l'acide sulfurique (plâtre), avec l'acide phosphorique (dans les os), etc., est, sans contredit, une des substances le plus universellement répandues dans la nature.

Pour obtenir la chaux, on calcine le carbonate de chaux. L'acide carbonique se dégage par l'action de la chaleur, et l'on a pour résidu la chaux vive (caustique). L'azotate de chaux donne le même résultat; seulement le produit est un peu plus poreux que dans le premier cas.

L'étude de la chaux et de la pierre calcaire a mis les chimistes sur la voie de grandes découvertes. Les anciens connaissaient déjà la différence qu'il y a entre la pierre calcaire calcinée et la pierre calcaire non calcinée. Black, d'Édimbourg, s'aperçut, vers 1736, qu'il se dégageait *quelque chose*, « un air », pendant la calcination de la pierre calcaire. Le premier il eut l'idée de recueillir cet air. Il découvrit ainsi le gaz acide carbonique. Il est étonnant que les anciens, qui parlaient sans cesse d'esprits, de vapeurs, n'aient pas eu l'idée, dans leurs opérations, de disposer des vases propres à recueillir ces esprits, ces vapeurs, etc. Dès l'époque de Black, il n'était plus permis de confondre la chaux avec le carbonate de chaux. Bientôt après, on reconnut que la potasse et la soude ordinaires n'étaient autre chose que des carbonates. Depuis lors, les découvertes se sont rapidement succédées jusqu'à l'époque de la découverte de l'oxygène, où la révolution fut complète.

CHAUX. (Sels.) Les sels de chaux sont tous blancs ou incolores, à moins que l'acide ne soit coloré. Ils ont une saveur piquante et légèrement amère. Ils communiquent à la flamme de l'alcool une légère teinte rougeâtre, probablement due à la présence d'une certaine quantité de strontiane. Les sels de chaux solubles les plus employés sont le nitrate et le chlorure. Caractères généraux :

1° Les carbonates solubles précipitent les sels de chaux en blanc; le précipité est soluble (avec effervescence) dans l'acide azotique, ce qui distingue les sels de chaux des sels de baryte. Le précipité est, en outre, soluble dans l'acide carbonique.

2° L'acide sulfurique et les sulfates solubles y produisent un précipité blanc, qui devient complet par l'addition de l'alcool.

3° L'oxalate d'ammoniaque précipite *complètement* les sels de chaux. Le précipité blanc d'oxalate de chaux est soluble dans les acides minéraux, et insoluble dans tous les acides végétaux, à l'exception de l'acide oxalique et

de l'acide acétique, qui en dissolvent un peu.

4° L'acide oxalique les précipite également en blanc, mais ce précipité est *incomplet*; car en opérant, par exemple, sur l'azotate de chaux, on élimine une certaine quantité d'acide azotique, qui redissout une partie du précipité.

5° Le cyanoferrure de potassium précipite les sels de chaux, ce qui permet de les séparer des sels de strontiane, qui ne sont point précipités par ce réactif.

Dans les analyses, on dose la chaux à l'état d'oxalate, en employant l'oxalate d'ammoniaque comme précipitant. L'oxalate de chaux est ensuite converti, par la calcination, en carbonate neutre, dont la composition est exactement connue (36,29 de chaux). Les principales espèces de sels de chaux sont :

Le carbonate. — On trouve le carbonate de chaux cristallisé dans la nature, sous deux formes différentes : 1° sous la forme rhomboédrique; exemple: le *spath calcaire* qui cristallise en rhomboédres dont les angles sont 103° 50 et 73° 33; 2° sous la forme prismatique; exemple: l'*arragonite*, qui, sous l'action de la chaleur, se divise en lamelles affectant la cristallisation du spath calcaire. Le carbonate de chaux obtenu artificiellement se présente sous forme d'une poudre blanche, presque insoluble dans l'eau. Lorsqu'on verse à froid, dans une dissolution d'un sel de chaux, un carbonate alcalin, on obtient un précipité blanc de carbonate de chaux, qui, par suite d'un séjour prolongé dans l'eau froide, se ramasse en petits grains présentant la forme rhomboédrique du spath calcaire. Si le précipité a été fait à chaud (à la température de l'eau bouillante), il ne tarde pas à prendre la forme prismatique de l'arragonite; mais, par suite d'un séjour prolongé dans l'eau, il perd la forme prismatique de l'arragonite, pour reprendre la forme rhomboédrique du spath calcaire. Le carbonate de chaux a une densité qui varie de 2,5 à 3,8. Il raye le sulfate de chaux hydraté. Les lames du carbonate cristallisé (*spath d'Islande*) présentent un phénomène d'optique remarquable. Lorsqu'on regarde à travers ces lames, on aperçoit deux images (effet de double réfraction de la lumière). Le carbonate de chaux est presque insoluble dans l'eau; elle n'en dissout que 3 à 4 millièmes. A la chaleur rouge, il perd tout son acide carbonique, et donne pour résidu de la *chaux vive*. Cette décomposition s'effectue rapidement, quand on fait passer sur le carbonate un courant de vapeur d'eau ou un courant d'air, de manière à diminuer la pression à laquelle se trouve soumis l'acide carbonique. On doit à M. Chevalier une expérience curieuse : On chauffe, à la température blanche, de la craie placée dans un canon de fusil hermétiquement fermé; la chaux entre en fusion; l'acide carbonique, ne pouvant se dégager, se combine plus intimement avec la chaux. Après l'expérience on trouve, dans le canon, un corps grenu,

crystallisé, ressemblant parfaitement à du marbre. Cette expérience doit intéresser au plus haut point les géologues. Le carbonate de chaux se dissout dans un excès d'acide carbonique (*Voy. Bicarbonate*). Formule : $\text{Ca O, CO}^2 = 1 \text{ éq. de carbonate de chaux.}$

Dans l'arragonite et le spath calcaire, le carbonate de chaux est isomorphe avec le carbonate de plomb et avec l'azotate de potasse. Le carbonate de chaux est peut-être, de tous les corps, le plus abondamment répandu dans la nature. Il constitue une grande partie de la croûte terrestre. L'arragonite renferme toujours un peu de strontiane et de nitrate de potasse, qui, probablement, influent sur les propriétés du carbonate de chaux. La craie, les bancs de coraux, les madrépores, les stalactites, les marbres, les moellons, la brèche, toutes ces substances sont du carbonate de chaux mêlé avec quelques substances étrangères. Les écailles d'huîtres, les enveloppes des crustacés, les coquilles d'œufs, etc., se composent en grande partie de carbonate de chaux.

Les usages du carbonate de chaux sont nombreux dans les arts et dans l'industrie. Il sert à la construction des bâtiments. On connaît l'utilité du marbre et de la craie.

Bicarbonate de chaux. Le carbonate de chaux, en se dissolvant dans l'acide carbonique, passe à l'état de bicarbonate. Ce dernier n'existe qu'en dissolution dans l'eau. On ne l'obtient point cristallisé; et quand on cherche à l'obtenir à l'état solide, il se décompose en acide carbonique qui se dégage, et en carbonate neutre qui reste. Le bicarbonate de chaux n'est donc point une véritable combinaison à proportions définies.

Presque toutes les eaux communes contiennent une quantité notable de carbonate de chaux. Ces eaux se troublent par l'ébullition, en dégageant de l'acide carbonique. Les eaux d'Arcueil et les eaux de la Seine en contiennent. Il existe des sources, comme en Auvergne, près de Clermont, dont les eaux sont complètement saturées de bicarbonate de chaux. Lorsqu'on fait tomber ces eaux d'une certaine hauteur, de manière à les répandre sur une large surface, elles abandonnent de l'acide carbonique, à la température ordinaire; et le carbonate neutre de chaux insoluble se dépose sur les objets qu'il rencontre, en produisant des incrustations qu'on livre au commerce comme objets de curiosité.

Sulfate de chaux. Ce sel se présente sous différentes formes. On le rencontre cristallisé en prismes droits à base rhomboïdale, dont les angles sont $115^{\circ} 3'$, et $60^{\circ} 52'$. On le raye avec l'ongle, et on le désigne en minéralogie sous le nom de *spath calcaire*. Il contient alors 2 éq. d'eau (20,72 pour cent d'eau).

Sous l'influence de la chaleur (à 130°), il perd son eau en même temps que sa transparence. Dans cet état, on l'appelle *plâtre cuit* ou *calciné*, et il se trouve toujours mêlé avec

du carbonate de chaux. Ainsi calciné, il attire l'humidité de l'air. Uni à une certaine quantité d'eau, il constitue le *plâtre gâché*, employé dans les arts pour fabriquer des moules, des statues, etc. Si le plâtre est trop calciné, il n'attire l'humidité que lentement. Le marbre artificiel (*stuc*) est du plâtre calciné, qu'on recouvre d'ichthyocolle et de diverses couleurs. Le sulfate de chaux n'est pas très-soluble dans l'eau; il faut 132 parties d'eau pour en dissoudre 1 partie. Il est *complètement insoluble* dans l'eau alcoolisée. Exposé à la température blanche, il fond en une sorte d'émail blanc, sans se décomposer; chauffé avec du charbon, il se transforme en sulfure de calcium. Formule : $\text{Ca O, SO}^2 = 1 \text{ éq. de sulfate de chaux anhydre.}$

Composition en centièmes : 41,55 de chaux
58,47 d'acide sulf.
100,00.

Le sulfate de chaux est abondamment répandu dans la nature. Il existe dans les eaux des puits de Paris. Les eaux sont, dans certaines localités, de véritables dissolutions saturées de sulfate de chaux. Lorsqu'on y verse de l'eau de savon, il se forme aussitôt un précipité blanc cailléboté de stéarate et d'oléate de chaux, qui, par leur insolubilité, s'opposent à l'action du savon. Les mêmes eaux donnent également d'abondants précipités avec le nitrate de baryte ou chlorure de baryum, et avec l'alcool. Du reste, toutes les eaux traversant des terrains gypseux contiennent une grande quantité de sulfate de chaux en dissolution. On a donné à ces eaux le nom de *sclériteuses*; elles produisent chez certains individus une action purgative. Les pierres à plâtre (*sulfate de chaux hydraté*) sont très-communes. La *karsténite* (sulfate de chaux anhydre) se rencontre dans la nature, cristallisée en prismes droits, dont la base est un parallélogramme rectangle. Ce dernier corps est remarquable par sa dureté. Il raye le marbre, qui cependant raye la pierre à plâtre ordinaire. Sa densité est aussi plus grande; elle est 2,98, celle du sulfate hydraté étant 2,264. L'*albatre* est une variété de sulfate de chaux très-tendre; on le travaille facilement pour en faire des vases, des statues, etc. Cet albatre est différent de l'albatre des anciens, lequel est du carbonate de chaux. La glauberite, qu'on trouve à Villa-Rubia en Espagne, et dans beaucoup d'autres pays, est un composé anhydre de parties égales de sulfate de chaux et de sulfate de soude. Elle absorbe l'humidité et devient opaque à l'air. Le sulfate de chaux est très-utile aux statuaires. On l'emploie dans la fabrication du marbre artificiel (*stuc*), qu'on distingue du marbre naturel par le simple toucher. Une colonne de marbre artificiel qu'on touche fait éprouver une sensation de froid moindre que celle que ferait éprouver une colonne de marbre naturel; ce qui tient à ce que le dernier est beaucoup meilleur conducteur du calorique que le premier. On se

sert du plâtre comme engrais, surtout en Angleterre et dans les États-Unis.

Azotate de chaux. Ce sel est très-déliquescent, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. On l'obtient difficilement à l'état cristallin. L'azotate de chaux anhydre devient phosphorescent, après avoir été exposé pendant un certain temps à l'action de la lumière directe du soleil. Il portait autrefois le nom de *phosphore de Baudoin*. C'est probablement la présence de ce sel qui rend lumineux (dans l'obscurité) de vieux troncs d'arbres qui ont fourni matière à tant de contes superstitieux. Formule :

$\text{CaO}, \text{N}^2 \text{O}^5 = 1 \text{ éq. d'azotate de chaux sec.}$
Composition en centièmes: 51,46 de chaux
65,34 d'acide azotique.
100,00

L'azotate de chaux accompagne le salpêtre dans les vieux plâtras, sur le mur des étables, etc. L'eau de puits en contient souvent une quantité notable, surtout si les puits se trouvent dans le voisinage des habitations.

Fluorure de calcium. (*Fluate de chaux, Spath fluor.*) Ce sel cristallise en cubes ou en octaèdres. Il est anhydre, et tout à fait insoluble dans l'eau. Dans les laboratoires on ne l'obtient jamais que sous forme de poudre blanche; à l'état de pureté, il est très-blanc; il est quelquefois coloré en violet. Il décrépite sur les charbons ardents. Projeté sur un corps incandescent, il devient phosphorescent dans l'obscurité, en répandant une lumière violette. Il perd sa phosphorescence par la calcination. Il existe dans la nature une espèce de fluorure de calcium qui, simplement chauffé dans la main, acquiert une phosphorescence bleue; à 100°, la phosphorescence devient verte; et à une température plus élevée, elle devient violette. Scheele a en vain essayé d'expliquer ces singuliers phénomènes. Le fluorure de calcium est très-stable. L'affinité du fluor pour le calcium est très-grande; aussi le fluorure n'est-il décomposé que par un petit nombre de corps. L'acide chlorhydrique le décompose à peine; et l'acide sulfurique concentré lui-même ne le décompose qu'à chaud. Formule : Ca F_2 .

Le fluorure de calcium se trouve abondamment dans la nature. Il existe dans les dents des animaux fossiles. Il sert à préparer l'acide fluorhydrique employé pour graver sur verre.

Chlorure de calcium. Ce sel cristallise en prismes à 6 pans, terminés par des pyramides à 6 faces. Sa saveur est piquante et amère. Il peut éprouver successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée. Il ne se volatilise pas. Le chlorure de calcium fondu et anhydre attire fortement l'humidité; il est très-déliquescent. Au contact de l'eau, il produit une élévation de température capable de chauffer un kilogramme d'eau de 0° à 75°. Le chlorure de calcium ordinaire, non fondu, mis dans l'eau, produit au contraire un abaissement de température qui va jusqu'à - 40°; aussi entre-t-il dans les mé-

langes frigorifiques. L'eau dissout quatre fois son poids de chlorure de calcium. A 100°, il est soluble en toutes proportions; il est également soluble dans l'alcool. Le chlorure de calcium fondu devient phosphorescent par l'exposition à la lumière directe du soleil (*phosphore de Homberg*).

Traité par l'eau de chaux, le chlorure de calcium laisse déposer des cristaux composés de 1 équiv. de calcium, de 1 équiv. de chlore, de 5 équiv. de chaux et de 13 équiv. d'eau ($\text{Ca Cl}_2, 5 \text{ Ca O} + 13 \text{ H}_2 \text{O}$). Formule: Ca Cl_2 ou Ca Cl^2 .

On prépare le chlorure de calcium directement en traitant le carbonate de chaux par l'acide chlorhydrique, ou en faisant arriver un courant de gaz chlore sur de la chaux. Dans ce dernier cas, il y a dégagement d'oxygène. La baryte, la strontiane et la magnésie, traitées par le chlore, se comportent de la même manière. Le chlorure de calcium est fréquemment employé comme moyen dessiccatif.

Chlorure de chaux. (*Hypochlorite de chaux*). Il a l'aspect d'une poudre blanche, soluble dans 10 parties d'eau, avec dépôt de chaux hydratée. Il exhale à l'air l'odeur du chlore et absorbe de l'acide carbonique. Le chlorure de chaux réagit à la manière des alcalis, et possède la propriété de blanchir les étoffes et de désinfecter les substances animales. Par l'action de la chaleur, il se convertit en chlorure de calcium, avec dégagement d'oxygène. Une exposition prolongée à l'air et à la lumière agit comme la chaleur. Les acides en dégagent du chlore. On n'est pas encore entièrement d'accord sur la composition exacte du chlorure de chaux, que beaucoup de chimistes regardent comme une combinaison intermédiaire de chlorure de calcium et d'hypochlorite de chaux.

On prépare le chlorure de chaux en grand, en faisant arriver du chlore gazeux sur des couches de chaux hydratée. On continue l'opération jusqu'à ce que le chlorure ne soit plus absorbé. L'hydrate de chaux desséché absorbe environ son poids de chlore. Le chlorure de chaux, qui contient 48 pour cent de chaux est estimé de bonne qualité. On évalue la bonté du chlorure de chaux par la quantité d'une solution acide d'indigo qu'il est capable de décolorer (*Chlorométrie*). Le chlorure de chaux est souvent employé comme moyen désinfectant, et dans le blanchiment des étoffes. Ces propriétés précieuses sont exclusivement dues au chlore; car le chlorure de chaux, comme en général tous les chlorures d'oxydes, n'est autre chose qu'un réservoir commode de chlore.

Sulfure de calcium. Il se présente sous la forme d'une matière terreuse jaunâtre, répandant à l'air l'odeur de l'hydrogène sulfuré. Il est peu soluble dans l'eau, et devient phosphorescent sous l'action des rayons directs du soleil (*phosphore de Canton*). On obtient le sulfure de calcium en calcinant le sulfate de chaux avec du charbon.

Le *Phosphate de chaux* se rencontre (avec un excès de base) dans les os de tous les animaux. Il est insoluble dans l'eau; mais il devient soluble par l'addition d'une certaine quantité d'acide phosphorique. C'est pourquoi quelques médecins ont attribué le ramollissement des os, c'est-à-dire la destruction de leur squelette calcaire, à la présence d'un excès d'acide phosphorique.

CHÉLÉRYTHRINE. (*Pyrrhopine*.) Alcaloïde extrait par Probst et Pofex des racines du *chelidonium majus* et du *glaucium luteum*. Pour le préparer, on traite les racines de ces plantes par l'eau aiguisée d'acide sulfurique, et on précipite la liqueur par l'ammoniaque. Le précipité est ensuite repris par l'alcool mêlé d'acide sulfurique; on éloigne l'alcool par la distillation; le résidu est repris par l'eau, et la solution aqueuse de nouveau précipitée par l'ammoniaque. Ce précipité, desséché à une température modérée, est épuisé par l'éther, qui se charge de la *chelerythrine*. A 63°, la chélérythrine se ramollit comme une résine. Elle se combine avec les acides, pour former des sels cristallisables. Sa composition n'a pas été déterminée.

CHÉLIDONINE. Alcaloïde qui s'obtient en dissolvant, dans très-peu d'eau aiguisée d'acide sulfurique, le précipité ammoniacal obtenu dans la préparation de la chélérythrine (*Voyez* ce mot). La chélidonine est pulvérulente, blanche, inodore, d'une saveur très-amère, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther. Elle fond à 150°, et se décompose à une plus forte chaleur. Elle donne avec les acides des sels cristallisables. Sa composition s'exprime par la formule $C^{40} H^{20} N^3 O^6$.

CHÉLIDOÏQUE (Acide). Corps cristallin extrait par Probst des feuilles et des racines de la chélidone (*chelidonium majus*). Sa formule probable est : $C^7 H^2 O^6$.

CHÉLIDOXANTHINE. Principe jaune et amer, extrait des feuilles et des fleurs du *chelidonium majus*. Insoluble dans l'éther, il se dissout bien dans l'eau bouillante. Peu connu.

CHEMINS DE FER. *Voyez* MACHINES A VAPEUR.

CHEMINS DE FER ATMOSPHÉRIQUES. Ce n'est guère que depuis quelques années qu'on a essayé de substituer l'air à la force de la vapeur. A cet effet, deux procédés ont été soumis à l'expérience : 1° *L'emploi du vide*; dans ce cas, les locomotives sont mises en mouvement par la pression simple de l'atmosphère. Mais il y a une multitude de conditions très-délicates à remplir pour obtenir un vide assez parfait au moyen d'un piston jouant dans un tube muni de soupapes. Ces conditions, déjà assez difficiles à remplir dans une expérience de laboratoire, sont bien plus difficiles encore à remplir lorsqu'il s'agit d'opérer avec des appareils de dimensions énormes. 2° *L'emploi de l'air comprimé*. Dans ce cas, ce n'est plus la pression de l'atmosphère qui im-

prime le mouvement; c'est la force élastique qui agit ici de la même manière que la vapeur. Sans discuter les avantages ou les inconvénients que pourraient offrir les chemins de fer atmosphériques, nous nous bornerons à constater qu'on en a déjà fait l'expérience en Angleterre, mais sur des parcours très-peu considérables. En France, de nombreux projets et systèmes de chemins de fer atmosphériques ont été proposés depuis un an. Parmi ces systèmes, nous nous contenterons de reproduire la description de celui que M. Chamerois vient de soumettre au jugement de l'Académie des sciences (séance du 30 septembre 1811). M. Chamerois dispose de la manière suivante ses appareils locomoteurs, appliqués à un chemin de fer à double voie :

« Il place entre deux voies une conduite formée de tuyaux en tôle et bitume, éprouvés par une forte pression. Cette conduite, qui est d'un diamètre proportionné à la force d'impulsion que l'on veut obtenir, est enfoncée dans le sol sur toute son étendue, et à des distances déterminées sont établis des embranchements qui viennent aboutir au centre de chaque voie; ces embranchements sont composés d'un tuyau cylindrique, auquel est soudé un robinet dont la clef porte un pignon à engrenage; sur ce robinet est fixé verticalement un cône creux, aplati, divisé intérieurement par une cloison transversale; ce cône est surmonté d'un tube cylindrique aspirateur placé horizontalement, et parallèlement à la voie; le diamètre de ce tube est moitié moins grand que celui de la conduite; il est divisé en deux parties égales par une cloison transversale qui ferme hermétiquement; sa longueur est de 1 mètre environ. A chacune de ses extrémités est adaptée une garniture extérieure, et un cône creux percé d'une certaine quantité de trous; sur l'un des côtés de l'embranchement est rapportée une coulisse dans laquelle glisse une tige verticale; l'extrémité supérieure de cette tige est munie d'un galet, et l'extrémité inférieure, d'une crémaillère qui engrène avec le pignon fixé au robinet.

« L'inventeur fait voyager sur ces embranchements un tube articulé, qu'il attache sous les wagons au moyen de ressorts et de chaînes; la longueur de ce tube est celle du convoi; son diamètre est égal à celui de la conduite; il présente une ouverture longitudinale fermée par une soupape à deux parois parallèles et juxtaposées; chaque extrémité de ce tube est évasée, et armée d'une soupape avec levier. Sous le premier et le dernier wagon sont fixées deux pièces d'appui mobiles, placées bliquement et parallèlement aux wagons.

« *Description de la fonction de cet appareil.* Des moteurs fixes à vapeur ou hydrauliques sont établis, à une distance de 10,000 mètres les uns des autres, sur toute l'étendue de la ligne que l'on veut exploiter; ces moteurs servent à faire fonctionner des machines pneumatiques qui sont mises en communication

avec la conduite posée entre les deux voies.

« Lorsqu'on veut faire voyager un convoi, on attache sous les wagons un tube remorqueur; une des soupapes placées aux extrémités de ce tube est ouverte, tandis que l'autre reste fermée, et la partie du tube remorqueur qui porte la soupape ouverte doit être engagée préalablement sur un tube aspirateur. Ces dispositions étant prises, et après avoir opéré le vide dans la conduite, on ouvre à la main le robinet de l'embranchement sur lequel le remorqueur est engagé; la communication s'établit aussitôt entre le tube remorqueur et la conduite, par l'intérieur de l'embranchement et par le tube aspirateur; la pression atmosphérique s'exerce à l'instant même sur la cloison transversale fixe du tube aspirateur formant le point d'appui; elle s'exerce en même temps sur toute la surface extérieure de la soupape fermée du tube remorqueur qui forme le point de résistance; cette pression détermine le mouvement du tube remorqueur, qui glisse sur les gaïretures adaptées au tube aspirateur; en même temps la soupape longitudinale du tube remorqueur s'ouvre à son passage sur l'embranchement, pour se fermer immédiatement après. Aussitôt que l'extrémité postérieure du convoi arrive sur cet embranchement, une pièce d'appui fait fermer le robinet, et en même temps une autre pièce d'appui, fixée en tête du premier wagon, fait ouvrir le robinet du deuxième embranchement, en pressant la tige à crémaillère; dans cet instant le vide cesse d'être communiqué au tube remorqueur par le premier embranchement, tandis qu'il est produit par le deuxième; la soupape du tube remorqueur s'ouvre alors pour passer en glissant sur le premier tube aspirateur. Cette soupape se referme presque instantanément par son propre poids; la pression atmosphérique agissant de nouveau, le tube remorqueur entraîne le convoi auquel il est attaché.

« Pour suspendre la marche du convoi, on évite d'ouvrir les robinets en soulevant les pièces d'appui. Pour arrêter, on neutralise la vitesse par l'emploi des freins. Pour rétrograder, il faut ouvrir la soupape du tube remorqueur qui est fermée, et fermer l'autre soupape qui était ouverte.

« *Principaux avantages de ce système.* Une seule conduite en tôle et bitume coûtera moitié moins qu'une en fonte. Elle fera le service pour un chemin de fer à deux voies. Cette conduite, qui est enfouie dans le sol, est à l'abri de la malveillance. Son entretien intérieur et extérieur est nul. Cette conduite forme un vaste réservoir qui sert à contenir l'élément de la force locomotrice, dont on dispose à volonté, soit pour imprimer aux convois chargés la plus grande force locomotrice ou la plus grande vitesse possible, soit pour monter les rampes. On pourra rétrograder, diminuer ou neutraliser cette force pour descendre les rampes, ou pour arrêter la mar-

che des convois; enfin, cette force ne sera dépensée qu'utilément. Pendant les temps d'arrêt comme pendant la marche des convois, les machines pneumatiques fonctionnent et emmagasinent constamment dans la conduite la force locomotrice. La conduite étant fermée et essayée à une forte pression lors de son établissement, on n'aura point à redouter les rentrées d'air. Sa position dans le sol permettra de franchir les passages de niveau. Il sera possible de lancer plusieurs convois sur la même ligne et, par conséquent, d'envoyer des wagons de secours.

« La disposition du tube remorqueur avec articulations permettra de franchir les courbes de 500 mètres de rayon, et le mouvement de lacet des wagons sera neutralisé par le tube remorqueur. » (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences, 30 septembre 1841.*)

CHIMIE. La chimie est la science qui a pour objet l'étude de la constitution et les propriétés des corps simples et des corps composés, le moyen de les obtenir, et l'action que ces corps exercent les uns sur les autres dans leurs parties infiniment petites (*atomes*). On n'est pas d'accord sur la véritable étymologie du nom de *chimie*. Ceux qui attribuent l'invention de cette science aux Egyptiens, font dériver ce nom de *Chemia* ou *Chamia* (pays de Chau), c'est ainsi qu'on appelait anciennement l'Égypte. D'autres font, avec plus de raison, venir le mot *chimie* de $\chi\epsilon\iota\nu, \chi\epsilon\upsilon\epsilon\iota\nu$, couler, faire fondre. Ce qui y a de certain, c'est que les noms de *chunio* ou de *chynio* ($\delta\sigma\gamma\chi\upsilon\nu\ \chi\upsilon\iota\chi\acute{\alpha}$, instruments chimiques) ne se rencontrent pour la première fois que chez les auteurs du quatrième ou cinquième siècle. (*Voyez* HOFER, *Histoire de la chimie*, tome 1, pag. 52 et 219.) Ce fut au Jardin des Plantes, à Paris, que fut fondée, en 1666, la première chaire de chimie. (*Ibidem*, tome II, pag. 108.)

CHIOCOCCINE. Matière amorphe, résinoïde, obtenue par Brandes en traitant par l'eau l'extrait alcoolique du *Chiococca racemosa*. Suivant M. *Santen*, la chiococchine n'est autre chose que l'émétine.

CHLONAPHTASE. Liquide huileux, incolore, qui s'obtient en faisant bouillir du sous-chlorure de naphthaline avec une solution alcoolique de potasse. Le brome le décompose en le transformant en bromure de chlorobromonaphtène.

CHLORACÉTIQUE (Acide). Corps cristallin, obtenu par M. Dumas en exposant l'hydrate d'acide acétique à l'action du chlore sous l'influence de la lumière du soleil. Il jouit des principales propriétés de l'acide acétique concentré. Il fond vers 45°, et bout entre 195° et 200°. Sa densité est 1,617. Chauffé avec un excès d'alcali, il se décompose en perchlorure de formyle, en chlorure acétique, en formiate et en carbonate de soude. Il forme des *chloracétates* analogues à ceux

tates. Sa composition est exprimée par la formule : $C^4 Cl^3 O^3 + H^1 O$.

CHLORAL. Liquide oléagineux, incolore, qui s'obtient en faisant passer un courant de chlore sec dans de l'alcool anhydre, et en chauffant ce mélange vers la fin de l'opération, tant qu'il se dégage de l'acide chlorhydrique. Le chloral a une saveur caustique et une odeur pénétrante, désagréable. Il bout à 91° , et peut être distillé sans altération. Sa densité est 1,302 à 13° . Sa formule est : $C^2 HCl^3 O^2$. Mis en contact avec l'eau, le chloral donne naissance à un dégagement de chaleur, en se combinant avec 2 ég. d'eau ; chauffé avec les alcalis caustiques, il se transforme en acide formique, en perchlore de formyle et en chlore. Le chloral ne peut pas être conservé sans altération ; il se change, à la longue, en une masse semblable à la porcelaine. On l'appelle alors *chloral insoluble*. Ce changement s'effectue dans les flacons fermés comme dans les flacons ouverts, et sans dégagement d'aun-gaz.

CHLORAMIDE DE MERCURE. Corps blanc, pulvérulent, que l'on obtient en précipitant le perchlore de mercure par l'ammoniaque caustique. Il se décompose, par la distillation, en ammoniaque, en azote, en hydrogène et en protochlorure de mercure. Sa composition s'exprime par la formule : $NH^2, Hg^2 Cl$.

CHLORAMIDE DE PLATINE. Précipité vert, obtenu en versant de l'ammoniaque dans une solution de protochlorure dans l'acide chlorhydrique. *Magnus* et *Gros* lui assignent la formule : $Pl Cl + NH^3$. Le chloramide de platine est inaltérable dans l'acide chlorhydrique bouillant, et dans l'acide sulfurique étendu.

CHLORANILAL. Liquide oléagineux, brun, qui s'obtient en faisant arriver du chlore dans l'huile de pomme de terre (hydrate d'oxyde d'amyle). Il bout à 130° . Insoluble dans l'eau, il se dissout dans l'alcool et dans l'éther. *M. Cahours* lui assigne la formule : $C^{10} H^{17} Cl^3 O^2$.

CHLORANILAMMON. Le chloranile se dissout dans l'ammoniaque caustique avec une belle coloration rouge de sang, et la liqueur donne, par l'évaporation, des cristaux de *chloranilammon*. La solution aqueuse et saturée de chloranilammon donne, par l'acide chlorhydrique, des aiguilles noires, d'un éclat de diamant. C'est ce corps que *M. Erdmann* appelle *chloranilam*. Formule du chloranilammon : $C^{12} O^6 Cl^3, N^3 H^6$. Formule du chloranilam : $C^{12} O^6 Cl^3, NH^3$.

CHLORANILE. Produit jaunâtre obtenu par *M. Erdmann* en faisant arriver du chlore dans une solution alcoolique de chlorisatine ou de bichlorisatine. Il est ordinairement mêlé d'une huile qu'on enlève par l'eau et l'alcool. Il n'est pas altéré par les acides, et se volatilise sans altération. Traité par la potasse caustique, il se décompose en chlore et en *acide chloranitique*. Sa composition s'exprime par la formule : $C^6 Cl^2 O^2$.

CHLORANILIQUE (Acide). Cet acide se produit par l'action de la potasse caustique sur une solution chaude de chloranile. Le chloranilite de potasse est décomposé par l'acide chlorhydrique. L'acide chloranitique se présente sous forme de paillettes d'un blanc rougeâtre ; il se dissout dans l'eau avec une couleur violette, et la solution est précipitée par les acides sulfurique et chlorhydrique. Sa composition est exprimée par la formule : $C^6 Cl O^3$.

CHLORARSINE. Liquide très-fétide, qu'on obtient en distillant de l'alcaarsine avec l'acide chlorhydrique. Il bout vers 110° , et ne se solidifie pas à -41° . Sa vapeur s'enflamme au contact de l'air. Insoluble dans l'eau et dans l'éther, il se dissout très-bien dans l'alcool et les acides. Dans la préparation de la chlorarsine, il se produit un corps rouge de cinabre, inodore ; il brûle en répandant une odeur de sélénium. *M. Bunsen* lui donne le nom d'*érytharsine*. Formule de la chlorarsine : $C^4 H^6 As^2 Cl$ (*Bunsen*).

CHLORATES. Ces sels peuvent être considérés comme de véritables réservoirs d'oxygène ; ils dégagent ce gaz par la simple action de la chaleur. Après la décomposition d'un chlorate à l'aide d'une température suffisamment élevée, on a pour résidu un chlorure qui est souvent lui-même volatil.

1° Les chlorates fusent un peu plus sur les charbons que les azotates.

2° Un chlorate réduit en poudre et enveloppé dans un morceau de papier, détone par le simple choc du marteau. Mêlé avec des fragments de soufre ou de phosphore, il donne lieu, par le choc, à une détonation extrêmement violente.

3° L'acide sulfurique mis en contact avec un chlorate donne naissance à une teinte jaune et à une odeur de caramel, indiquant l'oxyde de chlore qui se produit. La réaction est très-vive, et des parcelles de sel sont projetées au loin avec une sorte de décrépitation, lorsque l'acide sulfurique est concentré.

4° Tous les chlorates sont solubles dans l'eau, excepté le protochlorate de mercure. Les chlorates ne produisent, dans une dissolution de nitrate d'argent, aucun précipité à froid ; car le chlorate d'argent est soluble. Mais en chauffant, on obtient un précipité blanc de chlorure d'argent provenant d'une réduction partielle de l'acide chlorique. On peut employer ce moyen pour s'assurer si un chlorate est riche en oxygène.

Dans les chlorates, l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de l'oxy-base comme 3 à 1.

Les chlorates sont employés comme corps oxygénants dans la préparation de l'oxygène et de quelques poudres fulminantes.

CHLORE. Corps simple, gazeux à la température et à la pression ordinaires. Il est d'une couleur jaune verdâtre. Il a une odeur particulière *sui generis*. Sa densité est 2,446⁴. Un litre de gaz chlore, à la température et à

la pression ordinaires, pèse 3 gram. 17011. L'eau, dans ces mêmes circonstances, dissout deux fois son volume de chlore. Le chlore est de tous les corps simples le plus soluble dans l'eau : car les corps simples sont en général insolubles dans ce véhicule. La dissolution aqueuse du chlorure est d'une densité de 1,003; elle a les mêmes propriétés que le chlore gazeux. La lumière décompose cette dissolution. L'eau chlorurée laisse, à quelques degrés au-dessous de zéro, déposer des cristaux d'hydrate de chlore de couleur jaunâtre, et d'une densité de 1,2. Les cristaux d'hydrate de chlore contiennent, suivant Faraday, 23 pour cent de chlore. En chauffant ces cristaux jusqu'à 25° dans un tube de verre fermé des deux bouts, on obtient deux couches de liquide : l'une, d'un jaune pâle, qui est de l'eau saturée de chlore : l'autre, plus pesante, d'un vert jaunâtre, qui est du chlore liquide anhydre, réfractant la lumière moins fortement que l'eau. C'est de cette manière que Faraday a obtenu, pour la première fois, du chlore anhydre liquide. Une pression de 4 atmosphères, à la température de 13°, suffit pour faire passer le chlore à l'état liquide. Si nous existions dans une pareille atmosphère, le chlore se présenterait à nous comme un corps liquide; mais, dans les circonstances dans lesquelles nous l'obtenons, il se comporte réellement comme un gaz permanent.

Le chlore, dissous dans l'eau, se décompose sous l'influence de la lumière; il se produit de l'acide chlorhydrique qui reste dissous dans l'eau non décomposée, et de l'oxygène qui se dégage ou qui vient occuper la partie supérieure du flacon bien fermé. Le chlore se combine directement avec l'hydrogène, à volumes égaux et sans condensation, pour donner naissance à de l'acide chlorhydrique. Mais cette combinaison n'a lieu qu'à la lumière diffuse ou à la lumière directe du soleil. A la lumière diffuse, elle est lente, mais néanmoins complète; à la lumière directe, elle a lieu instantanément, avec combinaison et dégagement de lumière. Dans l'obscurité, la combinaison ne s'opère point; le chlore et l'hydrogène peuvent y être conservés indéfiniment à l'état de mélange.

Le chlore ne se combine avec l'oxygène que par voie indirecte; les composés qui en résultent sont peu stables, et cèdent facilement leur oxygène aux corps qui en sont avides. Les combinaisons oxygénées du chlore ont été l'objet d'une étude approfondie de la part de M. Millon. Comme l'oxygène, le chlore se combine directement avec presque tous les métaux, et forme des chlorures dont les uns sont basiques (*chlorobases*), les autres acides, (*chloracides*), et d'autres enfin *indifférents* ou neutres. Ces combinaisons ont quelquefois lieu avec élévation de température et production de lumière. L'antimoine et le bismuth en poudre, le cuivre et le zinc en feuilles très-minces, peuvent servir pour constater ce fait. Le

gaz chlore est absorbé en quantité considérable par les sulfures d'étain, de titane, d'antimoine, et d'autres sulfures métalliques. Lorsqu'on fait arriver un courant de chlore dans du chlorure de soufre maintenu à quelques degrés au-dessous de zéro, on obtient un liquide oléagineux, blanc, distillant à 113°, fumant à l'air, plus pesant que l'eau, précipitant le nitrate d'argent et le sel de baryte. H. Rose regarde ce liquide, qu'il a le premier déconvert, comme un *chlorure de soufre analogue à l'acide sulfurique*: $SCl^3 = SO^3$.

Le chlore détruit sans retour le tournesol, l'indigo, et en général toutes les substances colorantes du règne végétal et du règne animal. Mais pour cela la présence d'un peu d'eau est nécessaire. Probablement dans ce cas l'eau est décomposée: il y a formation d'acide chlorhydrique et d'oxygène, qui, à l'état naissant, se porte sur la matière colorante pour la dénaturer. Le chlore attaque énergiquement tous les corps organiques. Respiré pur, il excite la toux, le crachement de sang, et peut devenir mortel. C'est un poison corrosif, dont le contre-poison est l'ammoniacque.

En faisant agir le chlore ou le brome sur l'indigo, on obtient un certain nombre de produits particuliers, récemment étudiés par M. Erdmann. L'odeur, la couleur et la propriété qu'a le chlore de se combiner avec son volume d'hydrogène, pour fournir, sans condensation, de l'acide chlorhydrique, qui donne, avec le nitrate d'argent, un précipité blanc, blanchissant à la lumière, insoluble dans l'eau, soluble dans l'ammoniacque; tous ces caractères distinguent le chlore de tous les autres corps. M. Dumas a remarqué que les composés de chlore, et notamment les bougies stéariques contenant du chlore, brûlent avec une flamme jaune entourée d'un bord verdâtre.

Le chlore, comme corps élémentaire, est représenté par le signe Cl (équivalent=44,28; 2 volumes de chlore = Cl² (atomes).

Le chlore ne se trouve pas dans la nature à l'état de liberté. Mais il existe à l'état de chlorure de sodium, de potassium, de magnésium, de calcium, dans les eaux de la mer, dans les sources minérales, dans les cendres des végétaux; et à l'état de chlorure de plomb, d'argent et de fer dans quelques minéraux.

Méthode de préparation : quand on chauffe de l'acide chlorhydrique étendu avec du peroxyde de manganèse, on obtient un dégagement de chlore. Dans cette action, l'acide chlorhydrique se décompose; son hydrogène forme de l'eau avec l'oxygène du peroxyde de manganèse, et le chlore devenu libre se partage en deux parties : l'une s'unit au manganèse pour former un chlorure de manganèse, et l'autre se dégage. Pour préparer convenablement le chlore, on chauffe dans une cornue, à demi remplie, un mélange fait avec 5 parties de sel marin, 2 p. de peroxyde de

manganèse, et 2 p. d'acide sulfurique étendu dans 4 p. d'eau. Dans cette réaction, il se forme d'abord de l'acide chlorhydrique aux dépens du chlorure de sodium et de l'acide sulfurique (*Foy, acide CHLORHYDRIQUE*) ; et l'acide chlorhydrique est ensuite décomposé comme nous venons de le dire. Il faut éviter de recevoir le chlore sur le mercure, car il l'attaque ; il ne faut pas non plus le recevoir sur l'eau, puisqu'il s'y dissout. On peut recueillir le chlore dans un flacon rempli d'air, au fond duquel vient plonger le tube par lequel le chlore se dégage. Le gaz, à mesure qu'il y arrive, chasse l'air ; et, en vertu de sa densité, il remplit le flacon depuis le fond jusqu'à son ouverture. On reconnaît, par la couleur, si le flacon est à peu près rempli de chlore.

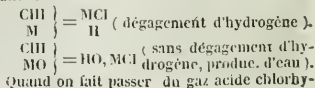
Le chlore est employé, le plus ordinairement engagé dans une oxybase (chlorure de chaux, de potasse), pour blanchir les étoffes tirées du règne végétal, comme le lin, le chanvre et le coton. Il détruit les étoffes animales en même temps qu'il les décolore. On emploie le chlore pour désinfecter l'air miasmatique et prévenir des maladies contagieuses. On l'a également employé, mais sans succès, dans le traitement de la phthisie pulmonaire. Le chlore est le meilleur contre-poison de l'acide prussique et de l'hydrogène sulfuré.

CHLOREUX (Acide). Gaz d'un jaune verdâtre assez foncé. Son odeur rappelle celle de l'acide hypochlorique. Il décolore le papier de tournesol et le sulfate d'indigo. Il ne se liquéfie point par l'action d'un mélange réfrigérant de glace et de sel marin. Il est soluble dans l'eau ; sa solution est d'un jaune d'or quand elle est un peu concentrée. Quelques bulles de gaz suffisent pour colorer un litre d'eau. On obtient l'acide chloreux en introduisant dans un ballon d'une capacité de 3 à 400 centimètres cubes, un mélange de 1 p. d'acide tartrique, de 4 p. de chlorate de potasse, de 6 parties d'acide nitrique et de 8 p. d'eau. On introduit d'abord l'acide tartrique et le chlorate de potasse grossièrement mêlés, sans pulvérisation, et l'on y verse ensuite l'acide nitrique et l'eau préalablement mélangés. On adapte le reste de l'appareil, et le gaz desséché sur du chlorure de calcium tombe dans des flacons secs, ou se rend dans un appareil de Woolf pour se dissoudre dans l'eau. L'acide chloreux a pour formule : Cl O^3 . Il a été découvert par M. Millon, qui a en même temps fait connaître les composés salins que cet acide est susceptible de former.

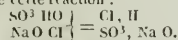
CHLORHYDRIQUE (Acide). Synonymes : *Acide muriatique ; Esprit de sel ; Acide hydrochlorique.* L'acide chlorhydrique est un gaz incolore, fumant à l'air, en s'emparant des vapeurs d'eau qui existent constamment dans l'atmosphère. Il a une odeur suffoquante qui rappelle un peu celle du chlore. Sa saveur est caustique et fortement acide. Sa densité

(résultat de l'expérience) est 1,2174. Ce résultat diffère très-peu de celui que donne le calcul, et qui est 1,25135. A la température de 10°, et sous une pression de 40 atmosphères, le gaz acide chlorhydrique passe à l'état liquide (*Faraday*). Une série d'étincelles électriques le décomposent en chlore et en hydrogène. L'acide chlorhydrique réfracte la lumière ; son pouvoir réfringent est 1,327. La chaleur, pierre de touche de la stabilité des corps, ne le décompose pas ; l'acide chlorhydrique est donc éminemment stable. Il est extrêmement soluble dans l'eau : l'eau se précipite dans une cloche remplie de gaz acide chlorhydrique, comme dans le vide. A la pression de 0m.76 et à la température de 0°, l'eau dissout 430 fois son volume de gaz acide chlorhydrique. A mesure que la pression diminue, ou, ce qui revient au même, à mesure que la température s'élève à 13°, 20°, 30°, etc., l'eau laisse échapper de plus en plus l'excès d'acide chlorhydrique dont elle était saturée à 0° ; cependant, en continuant à élever la température, il arrive un point où l'eau n'abandonne plus d'acide chlorhydrique ; et même, à la température de l'ébullition, l'eau reste toujours acide. L'ébullition de l'eau est alors retardée ; elle n'a lieu qu'à 106°, et sa densité est 1,2. La même chose n'arrive pas au gaz ammoniac, également très-soluble dans l'eau ; car, à une température plus élevée, toute l'ammoniac, dissoute à une température plus basse, s'en va. Comme tous les corps solubles dans l'eau, le gaz acide chlorhydrique fait fondre la glace avec rapidité. Le charbon poreux absorbe plus de 300 fois son volume de gaz acide chlorhydrique.

L'acide chlorhydrique, comme tous les acides puissants solubles, communique à la teinture de tournesol une couleur pelure d'oignon. Il éteint les bougies allumées, propriété qu'il a de commun avec beaucoup d'autres corps impropres à alimenter la combustion. Il est irrespirable ; il asphyxie les animaux en désorganisant leurs tissus comme le chlore. — L'acide chlorhydrique se combine directement avec beaucoup de métaux et d'oxybases, pour donner naissance à des chlorures ou chlorhydrates. Avec les métaux, l'acide chlorhydrique se décompose : il y a *dégagement d'hydrogène*, et le chlore se porte sur le métal pour former un chlorure. Avec les oxybases, l'acide chlorhydrique se décompose également ; mais *il ne se dégage pas d'hydrogène* : celui-ci s'unit à l'oxygène de la base pour former de l'eau, et le métal de la base donne, comme dans le cas précédent, naissance à un chlorure avec le chlore de l'acide chlorhydrique décomposé. C'est ce qu'indique la formule suivante :



rique sec, et des vapeurs d'acide sulfurique anhydre, à travers un tube de porcelaine incandescent, on obtient pour résultat du chlore, de l'acide sulfureux et de l'eau. L'acide chlorhydrique donne un précipité blanc cailléboté avec le nitrate d'argent. Ce précipité, noircissant à la lumière (chlorure d'argent), est complètement insoluble dans l'eau et dans les acides; mais il est très-soluble dans l'ammoniaque. L'acide chlorhydrique précipite également les sels de plomb et de protoxyde de mercure solubles; mais ces précipités (chlorure de plomb et proto-chlorure de mercure), sont beaucoup moins solubles dans l'eau que le chlorure d'argent. Les vapeurs d'ammoniaque mises en contact avec des vapeurs d'acide chlorhydrique produisent des vapeurs blanches très-épaisses de chlorure d'ammonium. Mêlé avec de l'acide azotique, l'acide chlorhydrique constitue l'eau régale (*Voy. AZOTIQUE [Acide]*). L'acide chlorhydrique n'existe guère à l'état de liberté qu'aux environs de quelques volcans. Les chlorures de sodium, de potassium, d'ammonium, de magnésium, de plomb, de fer, qui se rencontrent dans la nature, ne donnent naissance à de l'acide chlorhydrique qu'en contact avec des acides puissants. — On prépare l'acide chlorhydrique avec du chlorure de sodium (sel marin), ou du sel ammoniac (chlorure d'ammonium), sur lequel on verse de l'acide sulfurique du commerce. La réaction a déjà lieu à froid, et il suffit d'élever légèrement la température pour faire dégager en abondance le gaz acide chlorhydrique qu'il faut recueillir sur le mercure, parce que l'eau le dissout. L'eau de l'acide sulfurique du commerce est décomposée; son oxygène se porte sur le sodium pour former de la soude (oxyde de sodium), qui s'unit, à son tour, à l'acide sulfurique pour donner naissance à du sulfate de soude, qui reste sous forme de résidu (*caput mortuum*) dans la cornue; l'hydrogène de l'eau s'unit au chlore du chlorure de sodium décomposé, pour former de l'acide chlorhydrique qui se dégage. Voici l'expression de cette réaction :



Quand on fait arriver le gaz acide chlorhydrique dans l'eau, on obtient une dissolution saturée d'acide, qui est souvent colorée en jaune. Cette coloration tient à la décomposition des substances étrangères (substances organiques) que renferme le sel marin. Le lut employé, composé d'une argile ferrugineuse, peut aussi entrer pour quelque chose dans cette coloration; mais la couleur de l'acide chlorhydrique aqueux du commerce tient surtout à la présence d'un peu d'acide hyponitrique provenant de la décomposition du nitre que renferme presque toujours le sel marin ordinaire. L'acide chlorhydrique se compose de volumes égaux de chlore et d'hydrogène, sans condensation $\text{Cl}^1 + \text{H}^2$ (atomes) = Cl, H (équival.) = 1 vol. = 1 équiv. d'acide

chlorhydrique saturant 1 équivalent de base. Lorsqu'on chauffe sur une cuve hydrargyropneumatique 100 vol. d'acide chlorhydrique avec du potassium dans un petit tube de verre gradué, on remarque que le mercure s'élève dans le tube, qu'il y a absorption de 30 vol., et que le résidu de 30 vol. est de l'hydrogène pur. Donc il y a eu 30 vol. de chlore d'absorbés, qui, ajoutés aux 30 vol. d'hydrogène qui restent, ont produit les 100 vol. d'acide chlorhydrique employés dans l'analyse.

100 vol. de gaz acide chlorhydrique en poids, se composent de

97,26 de chlore,
2,74 d'hydrogène.

Ces données suffisent pour déterminer l'équivalent du chlore, celui de l'hydrogène étant supposé connu. En effet :

$$2,74 : 97,26 :: 12,1796 : x =$$

442,630, nombre qui est 1 équivalent de chlore représentant, comme celui de l'hydrogène, 2 vol. (2 atomes). — L'acide chlorhydrique est quelquefois employé en médecine comme moyen désinfectant et comme caustique. Il sert à faire l'eau régale, souvent employée dans l'analyse des minéraux. L'acide chlorhydrique est le meilleur réactif des sels d'argent.

CHLORINDATMITE. composé blanc, obtenu par M. Erdmann dans la distillation des produits de l'action du chlore sur l'indigo. Il est fusible, et rappelle l'odeur du fenouil.

CHLORINDOPTIQUE (Acide). Synonyme : *Acide chlorophénisique* de M. Laurent. C'est un des produits de l'action du chlore sur l'indigo. Il s'obtient en même temps que le chlorindatmite; ce mélange a été désigné par Erdmann sous le nom de *chlorindoptène* ($\text{C}^8 \text{H}^2 \text{Cl}^2 \text{O}$). La composition de l'acide chlorindoptique est exprimé par la formule : $\text{C}^{12} \text{H}^2 \text{Cl}^3 \text{O} + \text{HO}$.

CHLORIQUE (*Acide chloroux* de quelques chimistes). L'acide chlorique est un liquide incolore. Il n'a pas d'odeur sensible. Il est d'une saveur franchement acide. Il peut être porté par la chaleur jusqu'à consistance sirupeuse. Comme l'acide azotique, il contient toujours au moins 1 équiv. d'eau qui maintient ses éléments plus stables. Il se décompose dès qu'on cherche à le rendre anhydre. L'eau fait donc ici, en quelque sorte, fonction de base. L'acide chlorique rougit fortement la teinture de tournesol. Lorsqu'on fait réagir l'acide chlorique sur l'acide chlorhydrique, il y a formation d'eau, de chlore et d'un peu d'acide chloroux.

L'acide chlorique et l'acide sulhydrique, en réagissant l'un sur l'autre, donnent naissance à de l'eau et à du chlorure de soufre. Lorsqu'on mélange de l'acide chlorique avec de l'alcool absolu ou avec de l'éther, il y a déflagration, dégagement de chlore et formation d'acide acétique. Quand on verse de l'acide chlorique pur sur du papier brouillard sec, celui-ci s'enflamme vivement, aux dépens de l'oxygène de l'acide décomposé. — Cet acide se combine assez bien avec les bases. L'acide chlorique qu'on distille, ou qu'on fait passer à travers un tube

en porcelaine chauffé au rouge, se décompose en chlore et en oxygène. La décomposition est complète, et fournit ainsi le meilleur moyen d'analyse de ce corps. — L'acide chlorique s'obtient en faisant arriver du chlore gazeux dans une dissolution concentrée de potasse. Il se produit $\frac{5}{6}$ de chlorure de potassium et $\frac{1}{6}$ de chlorate de potasse. Le chlorure de potassium, plus soluble que le chlorate de potasse, cristallise le dernier. On n'a ensuite qu'à transformer le chlorate de potasse en chlorate de baryte, dont la base s'enlève à l'état de sulfate. Ce procédé est préférable à celui qu'a proposé M. Sérullas, et qui consiste à séparer l'acide chlorique de la potasse, en précipitant celle-ci par l'acide hydrofluo-silicique; car le précipité d'hydrofluo-silicate de potasse est beaucoup moins insoluble que le sulfate de baryte. L'acide chlorique se compose de 2 volumes de chlore et de 3 vol. d'oxygène. Formule: $= \text{ClO}^5 = \text{Cl}^2 \text{O}^5 = 1$ équiv. d'acide chlorique.

CHLORISATHYDE. Corps blanc, pulvérulent, obtenu par M. Erdmann en dissolvant à chaud la chlorisatine dans du sulfhydrate d'ammoniaque. La chlorisathyde, soumise à l'action de la chaleur, se décompose en chlorisatine et en un nouveau corps que M. Erdmann appelle *chlorindine*, et qui se sépare sous forme d'une poudre violette. Sa composition s'exprime par la formule: $\text{C}^{16} \text{H}^5 \text{NCl O}^2$. Bouillie avec une lessive de potasse, la chlorisathyde se convertit en acide *chlorisathydique*.

CHLORISATINE (*Chlorisatinase* de M. Laurent). Produit jaunâtre, cristallin, provenant de l'action du chlore sur l'*isatine*. Il est inodore, amer; chauffé au-dessus de 160° , il se sublime et se décompose en partie. Les solutions de chlorisatine ne précipitent pas les sels d'argent. Formule de la chlorisatine: $\text{C}^{16} \text{NH}^4 \text{Cl O}^4$

CHLORISATIQUÉ (Acide). Synonyme: *Acide chlorisatinasique* de M. Laurent. La chlorisatine se transforme par l'action de la potasse en *chlorisatate de potasse* ($\text{C}^{16} \text{NH}^5 \text{Cl O}^5, \text{KO}$). Lorsqu'on cherche à isoler l'acide, il se change en eau et en chlorisatine.

CHLOROBENZINE (*Chlorobenzide*). Liquide oléagineux décoloré par M. Mitscherlich en distillant du chlorure de benzole sur le hydrate de chaux. La chlorobenzine bout à 110° . Sa densité est 1,157. Sa composition s'exprime par la formule: $\text{C}^{12} \text{H}^3 \text{Cl}^3$.

CHLOROBORIQUE (Acide). Synonymes: *Chlorure de bore*; *Chloride de bore*. Gaz incolore, d'une odeur pénétrante. Sa densité est 5,9. Il répand des fumées excessivement épaisses, en s'emparant de l'humidité de l'air. C'est le plus fumant de tous les gaz. Il éteint les corps en combustion. Il décompose l'eau, en donnant naissance à de l'acide borique et à de l'acide chlorhydrique, aux dépens des éléments de l'eau. On l'obtient directement, en brûlant du bore dans du chlore sec. La formule qui indique la composition du chlorure de bore

est $= \text{BCl}^3$, ou $\text{B}^2 \text{Cl}^6$ (en atomes). Il a été découvert par M. Despretz, en chauffant dans un tube de verre, du borure de fer et du chlore.

CHLOROBUTYRÈNE. Liquide incolore, qu'on obtient en distillant la butyrene avec le perchlorure de phosphore. On le purifie par des distillations répétées. Insoluble dans l'eau, il se dissout très-bien dans l'alcool. Il bout à 116° , et brûle avec une flamme bordée de vert. Sa dissolution ne trouble pas les sels d'argent. Sa composition se représente par la formule: $\text{C}^{14} \text{H}^{13} \text{Cl}$.

CHLOROCHLORIQUE (Acide). *Protoxyde de chlore*; *Euchlorine* de Davy. Cet acide résulte de l'action de l'acide chlorhydrique sur le chlorate de potasse. Pour l'obtenir, M. Millon a imaginé de disposer, à la sortie d'un ballon contenant le mélange de chlorate de potasse et d'acide chlorhydrique, une série de tubes en U inégalement refroidis. Le liquide rouge contenu dans le second flacon se comporte avec l'eau et les bases comme l'acide hypochlorique. M. Millon a le premier fait connaître la véritable nature de ce corps, auquel il a donné le nom d'*acide chlorochlorique*. Cet acide se distingue de l'acide hypochlorique, 1° en ce qu'il ne bout qu'à 52° ; 2° en ce qu'il détone à 70° ; et 3° en ce qu'il ne fournit pas avec la potasse la même proportion de chlorate et de chlorite. M. Millon a donné à l'acide chlorochlorique la formule: $\text{Cl}^3 \text{O}^{13}$. — Le perchlorate de potasse traité par un procédé analogue a formé également un corps acide, auquel M. Millon a donné le nom d'*acide chloroperchlorique* et la formule: $\text{Cl}^{13} \text{O}^{17}$. Ces deux acides ainsi que l'acide chloreux présentent un phénomène très-curieux: si on prend un ballon d'une capacité de 8 à 10 litres, qu'on y verse un peu d'eau, et qu'on l'agite de manière à saturer l'air intérieur d'humidité; si l'on introduit ensuite quelques grammes d'une solution aqueuse d'acide chloreux tenant tout au plus son volume de gaz en dissolution, on voit presque aussitôt partir du fond du ballon des vapeurs blanches très-denses qui s'élèvent insensiblement, remplissent toute la capacité du vase, et présentent ainsi l'image d'un brouillard épais. (*Voy.* Millon). Sur les combinaisons oxygénées du chlore, dans les *Annales de physique et de chimie*, année 1815.)

CHLOROFORME (*Perchlorure de formyle* de M. Liebig). Liquide oléagineux, incolore, doué d'une odeur éthérée et d'une saveur douceâtre. On l'obtient en distillant le chloral avec de l'eau de baryte ou de chaux. Le chloro-forme bout vers 60° . Sa densité est 1,480 à 18° . Traité par une dissolution de potasse, il se détruit et se change en acide formique. Mis en contact avec le chlore sous l'influence de la lumière directe du soleil, il se décompose en acide chlorhydrique et en un chlorure de carbone particulier. Sa composition s'exprime par la formule: $\text{C}^2 \text{HCl}^3$.

CHLOROMÉTRIE. Procédé chimique ayant

pour but de constater la quantité réelle de chlore contenu dans un mélange quelconque. Ce procédé est basé sur la propriété qu'a l'acide arsénieux de passer promptement à l'état d'acide arsénique en présence du chlore aqueux : $As^2 O^3 + 2 Cl + 2 HO = As^2 O^5 + 2 H Cl$. En exécutant l'opération au contact de certaines matières colorantes organiques, on remarque que la décoloration complète est le terme de l'opération. MM. Barreswil et Sobrero donnent la description suivante du procédé chlorométrique actuellement employé : « On prend pour terme de comparaison une solution aqueuse de chlore contenant son volume de ce gaz sec mesuré à 0° et à la pression de 766, et une solution contenant, sous un même volume que la précédente, une quantité d'acide arsénieux équivalente de la quantité de chlore indiquée ; on a ainsi deux liquides, qui, à volumes égaux, se détruisent réciproquement. Si, pour détruire une solution de chlore de concentration inconnue, on doit employer 1/10, 1/4, 1/2 de la solution d'acide arsénieux, on conclura que la solution de chlore ne contient que 1/2, 1/4, 1/10 de son volume de chlore. Un volume de chlore étant pris pour unité, on le divise ordinairement en 100 parties, dont chacune s'appelle un degré ; ces degrés sont indiqués dans l'essai par les centièmes de volume de solution normale arsénicale, qu'on a été obligé d'employer. L'expérience a appris qu'on pouvait préparer directement la liqueur arsénicale en dissolvant 4,439 grammes d'acide arsénieux dans une petite quantité d'acide chlorhydrique, et étendant la dissolution de manière à ce qu'elle occupe un litre.

Comme ce procédé est ordinairement appliqué au dosage des chlorures décolorants du commerce, nous choisirons pour exemple l'essai du chlorure de chaux. « On prend 10 gr. d'un échantillon moyen, on les broie avec un peu d'eau dans un mortier de verre, puis on délaye le mélange dans une plus grande quantité de liquide, et on décante dans une carafe d'une capacité d'un litre ; on broie successivement le résidu avec de petites quantités d'eau qu'on ajoute à la première, de manière que le volume de la dissolution soit porté à un litre ; on l'agit pour la rendre homogène, puis on en prend 10 centièmes que l'on introduit dans un vase à précipiter ; et l'on y ajoute peu à peu de la solution arsénicale, et de temps à autre quelques gouttes d'une solution d'indigo dans l'acide sulfurique, jusqu'à ce que celle-ci cesse d'être décolorée, et l'on détermine combien on a employé d'acide arsénieux, ce qui donne immédiatement le litre. Les deux dissolutions étant, en effet, supposées contenir des quantités équivalentes des deux corps réagissants, et étant toutes deux divisées en centièmes, le nombre des divisions de l'acide arsénieux employé indiquera directement le nombre de centièmes de chlore contenu dans la matière soumise à l'essai. Ainsi, s'il n'a fallu que 30 divi-

sions de solution arsénicale pour saturer tout le chlore, c'est que la solution de chlorure ne contenait que 30 centièmes ou 300 millièmes de la quantité qui a été prise pour terme de comparaison des chlorures alcalins ; on dit alors que son titre est à 300 millièmes. Cette méthode est très-inexacte : une grande partie du chlore dégagé par l'acide chlorhydrique de la solution arsénicale est perdue ; on peut, il est vrai, éviter au moins en partie cette cause d'erreur en opérant dans un flacon, mais alors l'expérience devient difficile, plus longue, et il est mieux d'opérer d'une manière inverse : le seul inconvénient que l'on rencontre alors est la nécessité de faire un petit calcul. On introduit dans un vase à précipiter 10 cc. de solution arsénieuse, faiblement colorée avec de l'indigo ; d'un autre côté, on prépare le chlorure de chaux comme nous l'avons indiqué, et on verse de cette solution peu à peu dans la solution arsénicale, en imprimant au vase à précipiter un mouvement giratoire ; on ajoute de temps à autre une goutte de solution d'indigo lorsque la teinte paraît trop faible, et l'on observe le moment de la décoloration ; arrivé à ce point, on note la proportion de la solution du chlorure que l'on a employé ; moins elle est considérable, plus la solution renferme de chlore. S'il a fallu 30 p. de chlorure, le titre sera $100 + \frac{100}{30} = 200$; s'il en a fallu 200, le titre sera $100 + \frac{100}{200} = 30$, etc. On peut substituer à l'acide arsénieux d'autres substances capables d'absorber le chlore, telles que le cyanure ferropotassique, le nitrate de protoxyde de mercure, le sulfate de protoxyde de fer. » (*Appendice à tous les traités d'analyse chimique, par Barreswil et Sobrero. Paris, 1841.*)

CHLOROPROTÉUX (Acide). Lorsqu'on traite une solution ammoniacale d'albumine ou de fibrine par du chlore en excès, on obtient un précipité floconneux, qui, lavé et séché à 100°, a l'aspect d'une poudre d'un jaune paille, très-peu soluble dans l'eau, et insoluble dans l'alcool et dans l'éther. C'est l'acide chloroprotéux, déconvert par Mulder, qui lui assigne la formule : $C^{12} H^{31} N^5 O^{12} + Cl O^3$.

CHLOROSALICINE. Matière jaune, cristalline, qu'on obtient en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau tenant de la salicine en suspension. Peu soluble dans l'eau, elle se dissout mieux dans l'alcool étendu. Elle a une odeur de chlore désagréable, et une saveur poivrée. M. Piria lui assigne la formule : $C^{12} H^{25} Cl O^{22}$.

CHLOROSALICYLIMIDE. (*Chlorosamide* de M. Piria). Matière jaune, insoluble dans l'eau, et se décomposant, par l'action des acides et des alcalis, en ammoniac et en acide chlorosalicylique. Formule : $C^{12} H^{15} Cl^3 O^6 N^2$.

CHOROSALICYLIQUE (Acide). Synonymes : *Chlorure de salicyle* ; *Chlorure de spirrole*. Produit cristallin, légèrement jaunâtre, qui s'obtient en faisant passer un courant de chlore sec dans de l'acide salicyleux anhydre. On le purifie par de l'alcool chaud. Il est fu-

suble et sublimable sans altération. Il est inflammable, et brûle avec une flamme verte. Insoluble dans l'eau, il se dissout dans l'alcool et dans l'éther. Il se transforme, par l'action du gaz ammoniac, en *chlorosamide*. Il forme avec les bases des sels qui ont été peu étudiés. Sa formule est : $C^{14} H^5 O^4 + Cl$.

CHLOROVALÉRIQUE (Acide). Produit demi-liquide, transparent, obtenu par MM. Dumas et Stass, en faisant passer du chlore sec dans de l'acide valérique anhydre, à l'abri du contact de la lumière directe. Il se solidifie à -18° , et se décompose à 110° , en dégageant de l'acide chlorhydrique. L'acide chlorovalérique a pour formule : $C^{10} H^7 Cl^3 O^4$.

CHLOROVALÉROSIQUE (Acide). Cet acide s'obtient comme l'acide *chlorovalérique* (Voyez ce mot); seulement il faut opérer sous l'influence de la *lumière directe du soleil*. Il a les mêmes propriétés que l'acide chlorovalérique; mais il contient une plus forte proportion de chlore. Mis dans l'eau, il en absorbe 2 équivalents, et sa composition est alors exprimée par la formule : $C^{10} H^5 Cl^4 O^2 + 3 HO$.

CHLOROXYLOVINIQUE (Acide). Le chloroxaméthane s'assimile, sous l'influence prolongée de l'ammoniac liquide, les éléments de deux équivalents d'eau, et se transforme en *chloroxylovinat d'ammoniac*. Ce sel, traité d'abord par du carbonate de soude, puis par de l'acide sulfurique pour enlever la soude, cède l'acide chloroxylovinique, qui cristallise dans l'alcool sous forme de petites aiguilles fusiblement groupées. Cet acide est déliquescant, et produit sur la peau une sensation douloureuse; il a pour formule : $C^8 Cl^5 HO^8$.

CHLOROXYMÉTHANE. Corps blanc, cristallin, qui s'obtient par l'action du gaz ammoniac sec sur l'éther chloroxylovinique. Sa composition s'exprime par la formule : $C^8 H^2 Cl^5 NO^6$, (*Malaguli*.)

CHLOROXYCARBONIQUE (Acide). Synonymes : *Oxychlorure de carbone*; *Gaz phosphogène*. Des volumes égaux de chlore et d'oxyde de carbone, exposés à la lumière directe du soleil, se réduisent à la moitié du volume primitif, en se changeant en gaz acide chloroxycarbonique. Ce gaz, d'une odeur suffocante, a pour densité 5590. En contact avec l'eau, il se décompose en acide carbonique et en acide chlorhydrique; chauffé avec les métaux, il donne naissance à un chlorure et met l'oxyde de carbone en liberté. Le soufre et le phosphore peuvent être sublimés sans altération dans le gaz chloroxycarbonique. Traité avec l'alcool, le gaz chloroxycarbonique produit un éther composé (éther chloroxycarbonique) et de l'acide chlorhydrique. Avec l'ammoniac, il forme du sel ammoniac et un corps blanc, cristallin, volatil, la *carbamide*. La composition du gaz chloroxycarbonique est exprimée par la formule : CO, Cl^4 .

CHLORURES. Les chlorures résultant de la combinaison du chlore avec un corps élémentaire, ou de l'acide chlorhydrique avec une

oxybase, peuvent être *basiques* (chlorobases), *acides* (chloracides), ou *indifférents*. Les chlorures alcalins sont, en général, basiques vis-à-vis certains perchlorures métalliques (chloracides), avec lesquels ils forment de véritables *chlorosels* (chlorures doubles). Dans ces chlorosels, le chlore de l'acide correspond au chlore de la base, comme, dans les *oxysets* (sels proprement dits), l'oxygène de l'acide correspond à l'oxygène de la base. Plus la proportion du chlore augmente dans un chlorure basique, plus celui-ci tend à devenir acide; et, sous ce rapport, le chlore présente une analogie de plus avec l'oxygène. Caractères :

1° Les chlorures sont pour la plupart anhydres et volatils.

2° Mis en contact avec de l'acide sulfurique, ils dégagent de l'acide chlorhydrique, qui produit d'épaisses *vapeurs blanches au contact des vapeurs ammoniacales*.

3° Chauffés avec de l'acide sulfurique et du peroxyde de manganèse, ils donnent toute naissance à du chlore.

4° Traités par l'acide azotique, ils fournissent un liquide (mélange de chlore et de vapeurs nitreuses) qui dissout l'or.

5° Ils produisent, dans une dissolution de nitrate d'argent, un précipité blanc, abondant, caillébotte, noircissant à la lumière, complètement insoluble dans l'eau, insoluble dans les acides et très-soluble dans l'ammoniac.

Les chlorures sont, en général, solubles dans l'eau. Les moins solubles sont le *protochlorure de mercure*, le *chlorure de plomb*, et surtout le *chlorure d'argent*. Il faut plus de 100,000 parties d'eau pour dissoudre 1 p. de ce dernier; d'où il résulte que tous les autres chlorures précipitent les sels de mercure au minimum, les sels de plomb et les sels d'argent. Comme l'équivalent du chlore est le double (en volume) de celui de l'oxygène, les partisans de la théorie des atomes expriment la formule d'un chlorure par $Cl^2 M$. Exemples : $Hg Cl^2$, $Hg Cl^4$, protochlorure de mercure, bichlorure de mercure, que, d'après la loi des équivalents, on écrit : $Hg Cl, Hg Cl^2$.

Cette remarque est également applicable aux *bromures*, aux *iodures*, aux *fluorures* et aux *cyanures*.

CHLORSTILBASE. Produit huileux, obtenu par M. Laurent en faisant bouillir le chlorure de stilbène avec une solution alcoolique de potasse. Formule : $C^{28} H^{14} Cl$.

CHOLANIQUE (Acide). Produit mal défini, obtenu en traitant de la bile putride d'abord par l'éther, puis par l'alcool.

CHOLESTÉRINE. Ce corps se rencontre, souvent à l'état de concrétion pierreuse dans la vésicule du fiel; il existe naturellement dans le sang et le cerveau. La cholestérine, obtenue en traitant les calculs biliaires pulvérisés par l'alcool bouillant, se présente sous forme de lamelles nacrées, insipides,

Inodores, et fusibles à 157°. L'acide nitrique concentré la convertit en acide *cholestérique*. La cholestérine se distingue des autres corps gras, en ce qu'elle n'est point saponifiée par les alcalis caustiques. Sa composition a été représentée par la formule : $C^{36} H^{32} O$.

CHOLESTÉRIQUE (Acide). Produit cristallin jaunâtre, obtenu par Pelletier et Caventou en faisant réagir l'acide nitrique sur la cholestérine. Peu soluble dans l'eau, il se dissout aisément dans l'éther et dans l'alcool. Il forme des sels rouges. Pelletier et Caventou l'ont trouvé composé de 31,9 de carbone 7,1 d'hydrogène, 3,3 d'azote, 52,4 d'oxygène.

CHOLINIQUE (Acide). Lorsqu'on chauffe dans une capsule de platine 1 p. de bile avec 2 p. d'hydrate de potasse, de temps en temps humectée d'eau, on obtient, après avoir enlevé la potasse par l'eau et traité le mélange par l'acide acétique, un corps résiniforme, auquel l'éther enlève l'acide cholinique à l'état cristallin. Cet acide s'enflamme comme un acide gras; il se décompose par la distillation sèche. Il forme avec les bases des sels qui ont été examinés par Theyer et Schlosser (*Annalen der Chemie*, année 1845). Sa formule est : $C^{42} H^{33} O_9$.

CHOLIQUE (Acide). Produit cristallin, blanc, déconvert par L. Gmelin, en précipitant par le sous-acétate de plomb, dans la solution aqueuse, de l'extrait alcoolique de la bile. Il a une saveur très-sucrée. Il se dissout aisément dans l'eau bouillante. Il se décompose par la distillation sèche. Il se distingue de l'acide cholinique en ce qu'il renferme de l'azote. Sa formule n'a pas été déterminée.

CHOLOÏDIQUE (Acide). Produit jaune, résinoïde, obtenu par M. Demarcay en traitant 1 partie de bile par 3 parties d'acide chlorhydrique. Le mélange, maintenu quelque temps à l'ébullition, laisse déposer, par le refroidissement, une matière jaune, résinoïde, qu'on purifie par l'eau, l'alcool et l'éther. L'acide chololoïdique, soluble dans l'alcool étendu, est insoluble dans l'éther et très-peu soluble dans l'eau. Il forme avec les alcalis des composés très-solubles; les acides minéraux le précipitent de ses solutions. D'après une analyse de M. Dumas, l'acide chololoïdique renferme 75,3 p. 100 de carbone, 9,7 d'hydrogène, 27,0 d'oxygène.

CHONDRIQUE. (*Gélatine des cartilages*.) Cette matière se prépare en faisant bouillir avec de l'eau, pendant 12 à 16 heures, des ligaments, des cartilages, des côtes, etc. La solution se prend, par le froid, en une gelée transparente, qui, par la dessiccation, devient compacte comme de la corne. La solution est précipitée sous forme de flocons blancs, par l'addition d'un acide ou du sulfate d'alumine. La composition de la chondrine s'exprime par $C^{48} H^{40} N^6 O^{20}$.

CHROMATES. Ces sels sont remarquables par leurs belles nuances de coloration. Les chromates terreux et les chromates alcalins

sont solubles, et colorés en jaune ou en jaune orangé. Le chromate neutre de plomb est d'un très-beau jaune, et souvent employé comme couleur par les peintres. Le chromate basique de plomb est d'un rouge de cinabre. Les chromates d'argent et de mercure affectent différentes nuances de rouge. Caractères :

1° Ils sont décomposés par l'acide chlorhydrique bouillant, avec dégagement de chlore.

2° Les corps désoxygénants, tels que l'acide sulfureux, l'acide azoteux, l'alcool bouillant, etc., les décomposent en réduisant l'acide chromique à l'état d'oxyde de chrome.

3° Les chromates alcalins forment des précipités jaunes dans les sels de plomb et de bismuth, et des précipités rouges dans les sels de mercure. Ils précipitent les sels d'argent en rouge foncé, et les sels de cuivre en rouge sale. Dans les chromates neutres, l'oxygène de la base est le tiers de l'oxygène de l'acide. Il existe des chromates acides (*bichromates*) et des chromates basiques (*sous-chromates*) dont la composition varie. Voici les principaux chromates :

Chromate de potasse. Il cristallise en petits prismes droits à base rhomboïdale. Ces cristaux sont transparents, jaunes, d'une saveur fraîche et amère, et contiennent 3 équiv. d'eau. Le chromate de potasse est soluble dans 2 parties d'eau froide. Sa couleur jaune persiste même dans une dissolution très-étendue d'eau. Soumis à la chaleur, il perd son eau de cristallisation, et fond sans s'altérer.

Formule : $KO, Cr O^3 + 3HO = 1$ équiv. de chromate de potasse cristallisé. Ce sel est souvent employé comme réactif.

Bichromate de potasse. Ce sel cristallise en larges tables rectangulaires d'un beau rouge orangé (cristallisation du cyanoferrure de potassium). Il est soluble dans environ 10 p. d'eau froide; il est par conséquent moins soluble que le sel précédent. Au rouge naissant, il se décompose partiellement en oxygène et en oxyde de chrome, sous forme de paillettes micacées d'un beau vert. Le bichromate de potasse est employé en teinture. Les *chromates de plomb et de baryte* sont également employés dans les arts comme matières tinctoriales.

CHROME. Le chrome est d'un blanc grisâtre, friable et presque infusible. Il est encore plus difficile à fondre que le manganèse. Son poids spécifique est 3,9. Il est inaltérable à la température ordinaire. A la chaleur rouge, il se transforme en oxyde vert. L'acide azotique et l'eau régale l'attaquent et le dissolvent difficilement. L'acide fluorhydrique le dissout à chaud, avec dégagement d'hydrogène. Les carbonates et les azotates alcalins le changent en acide chromique, à l'aide de la chaleur. Le chlore peut se combiner directement avec le chrome. Le soufre ne se combine avec lui que par voie indirecte. Le chrome s'allie avec la plupart des métaux.

Le chrome existe dans tous les terrains,

depuis les terrains primitifs jusqu'aux terrains d'alluvion. Les minéraux chromifères donnent avec le borax un verre couleur d'émeraude, lorsqu'on chauffe le mélange dans la flamme extérieure du chalumeau. Chauffés avec du nitre, ils colorent l'eau en jaune; s'il y a un peu de manganèse, la coloration est verte.

Pour obtenir le chrome pur, on chauffe l'oxyde de chrome avec du charbon pulvérisé dans un creuset brasqué. Quant à l'oxyde de chrome, on l'obtient de différentes manières: 1° en réduisant le chromate de potasse par le charbon; 2° en calcinant les chromates de mercure, de plomb ou d'argent, dans un creuset brasqué; 3° en réduisant, par les sulfures alcalins, le minerai appelé *fer chromé*; 4° en traitant une dissolution de chromate par l'acide sulfurique, et en précipitant par l'ammoniaque.

Le chrome a été découvert, en 1797, par Vauquelin, dans le plomb spathique de Sibérie. Formule du chrome: $\text{Cr} = 52,87$.

Il existe deux degrés d'oxydation du chrome: 1° le protoxyde, 2° l'acide chromique. Le deuteroxyde de chrome est un oxyde intermédiaire, analogue aux oxydes intermédiaires du fer et du manganèse.

1° Le protoxyde de chrome (oxydule) est pulvérulent et d'un beau vert d'herbe quand il a été obtenu par la calcination du chromate de mercure. En décomposant le chlorure de chrome par l'ammoniaque, on obtient l'oxyde de chrome sous forme de petits grains cristallins d'un gris verdâtre, contenant 6 équ. d'eau. Il perd son eau par la calcination, et prend une très-belle couleur verte qui s'applique facilement sur la porcelaine, et qui résiste à toute température. Il est très-difficile à réduire. À l'état sec (anhydre), il est inattaquable, par les acides qui le dissolvent, au contraire, assez vite, à l'état d'hydrate d'oxyde. Il fond très-difficilement avec le borax, et donne un verre d'un beau vert émeraude. Il joue le rôle d'une base faible, à l'égard des acides puissants. L'oxyde de chrome, calciné, est insoluble dans les acides; ce qui le rapproche du peroxyde de fer et de l'alumine. Formule: $\text{Cr}^2 \text{O}^3$ ou $\text{Cr} \text{O}^1,2$.

Il a une composition analogue à celle du peroxyde de fer et de l'alumine. Il existe un alum de chrome, analogue à l'alum de fer et à l'alun d'alumine.

2° Le peroxyde de chrome (acide chromique) est d'un beau rouge rubis, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il rougit la teinture de tournesol. C'est un véritable acide. Il se décompose, par la chaleur, en oxygène et en protoxyde de chrome. Il se décompose sous l'influence de la lumière; car un linge imbibé d'acide chromique se colore en vert, au contact des rayons du soleil. Le fer, le zinc, l'étain, etc., le changent facilement en protoxyde. L'acide sulfurique faible se combine avec l'acide chromique, équivalent à équivalent; le composé qui en résulte est

rouge, et cristallise en petits prismes quadrangulaires déliquescents, qui, dans l'alcool absolu, donnent naissance à une réaction violente, souvent accompagnée d'explosion. Les produits qui en résultent sont de l'éther et du protoxyde de chrome. L'acide chromique est un acide très-puissant. Il se combine avec les oxybases stables pour former les chromates. Il est isomorphe avec l'acide sulfurique. Formule: $\text{Cr} \text{O}^3$.

Pour retirer l'acide chromique du chromate de potasse, on prépare, par voie de double décomposition, du chromate de plomb jaune insoluble, qu'on lave et qu'on calcine jusqu'au rouge. Ensuite on fait un mélange avec 4 parties de chromate de plomb calciné, 3 parties de spath fluor et 5 parties d'acide sulfurique concentré. On chauffe ce mélange dans une cornue de plomb ou de platine; il se dégage un fluorure de chrome gazeux qui, étant recueilli dans l'eau, se décompose en acide chromique et en acide fluorhydrique. En évaporant à sec, on a pour résidu l'acide chromique pur. Celui-ci est d'abord brun, mais, à mesure qu'il se refroidit, il ne tarde pas à devenir rouge.

Le deuteroxyde est un oxyde intermédiaire d'un rouge foncé. L'eau le décompose, à chaud, en protoxyde qui se précipite, et en acide chromique qui reste en dissolution. La potasse exerce sur lui la même action. Il donne avec les acides des sels d'un rouge sale. On peut considérer cet oxyde comme un composé de 1 équiv. de protoxyde de chrome, et de 1 équiv. d'acide chromique.

On l'obtient en mêlant du chlorure de chrome avec une dissolution de chromate de potasse.

Composés chlorés: 1° Le protochlorure de chrome est de couleur fleur de pêcher, infusible et fixe. Par le grillage, il se transforme en oxyde vert. Il reste très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool; la dissolution aqueuse est verte. Il absorbe le gaz ammoniaque avec production de lumière. Il joue le rôle d'acide en présence des chlorures alcalins; c'est ainsi qu'il forme avec le chlorure de sodium un chlorosel cristallisable, d'un beau vert.

Le chlorure de chrome aqueux perd son eau par l'action de la chaleur, et se colore en beau violet. Formule: $\text{Cr}^2 \text{Cl}^3$ correspondant au protoxyde ($\text{Cr}^2 \text{O}^3$).

On l'obtient en traitant l'oxyde de chrome par l'acide chlorhydrique.

Le chlorure de chrome présente, suivant qu'il est calciné ou non calciné, les mêmes modifications que l'oxyde correspondant (H. Rose).

2° Le perchlorure (sesquichlorure) est très-volatil et d'un rouge de sang magnétique. Sa vapeur ressemble tout à fait au gaz nitreux. Il dissout l'iode. Il fume à l'air, et enflamme l'alcool instantanément. Dans l'eau, il se décompose en acide chromique et en acide chlorhydrique. Chauffé dans un tube de porcelaine, il se décompose en chlore et en oxyde de

chrome très-compact, ressemblant au fer oligiste. Le prétendu perchlore est une combinaison de perchlore et d'acide chromique, = $\text{Cr Cl}^3 + 2 \text{Cr O}^3$ (H. Rose). On l'obtient en distillant un mélange de 10 parties de sel marin, 16,9 p. de chromate neutre de potasse, et 50 p. d'acide sulfurique concentré. Le *chromate de chlorure de chrome* peut être considéré comme le type d'une série de composés analogues aux perchlores de tungstène, de molybdène, etc. — M. Péligot a fait récemment des recherches intéressantes sur quelques combinaisons de chrome. Il a trouvé, entre autres, ce fait curieux, que des cristaux violets de sesquichlorure complètement insolubles se dissolvent, avec dégagement de chaleur, dans de l'eau contenant en dissolution un millième de protochlorure. Le *fluor*, le *brôme* et l'*iode* donnent avec le chrome des composés analogues à ceux que produit le chlore. Le soufre se combine indirectement avec le chrome, pour former des sulfures correspondant aux oxydes. Ces sulfures sont en général peu stables et faciles à décomposer.

Sels de chrome. Sels à base de protoxyde. Ils sont colorés en violet ou en vert très-foncé. Leur saveur est douceâtre et astringente. Ils ont tous une réaction acide. Ils ont beaucoup d'analogie avec les sels d'alumine et les sels de fer au *maximum*.

1^o Les alcalis y produisent un précipité verdâtre (protoxyde de chrome hydraté), soluble dans un excès de carbonate alcalin et dans les acides. Ce précipité abandonne son eau par la chaleur, et prend une couleur plus foncée; à la chaleur rouge, il devient incandescent, se colore en beau vert, et devient insoluble dans les acides. Caractères généraux :

2^o Le cyanoferrure de potassium ne trouble pas les sels de chrome.

3^o Les sulfures alcalins y forment un précipité gris verdâtre.

4^o L'hydrogène sulfuré ne trouble pas les sels de chrome. Calcinés avec du nitre, ils donnent du chromate de potasse. Le plus remarquable des sels protoxydes de chrome, c'est le *sulfate double de potasse et de chrome*, appelé *atun de chrome* = $\text{Cr}^2 \text{O}^3 (\text{SO}^3)^2 + \text{K O}$, $\text{SO}^3 + 21 \text{H O}$. On l'obtient en mêlant directement ensemble le chromate acide de potasse avec de l'alcool et de l'acide sulfurique. Par le refroidissement, il se dépose des cristaux octaédriques violets, tout à fait semblables aux octaèdres de l'alun ordinaire. La dissolution devient verte par l'ébullition, de violette qu'elle était.

CHRYSAMMIQUE (Acide). Produit cristallin, jaunâtre, qui s'obtient par l'action de l'acide nitrique sur l'aloes. On enlève par le lavage les acides aloëtiques et aloëretiniques dont il est souillé. L'acide chrysammique forme des sels cristallisables, très-peu solubles dans l'eau. Sa formule est : $\text{C}^{15} \text{H}^8 \text{N}^2 \text{O}^{12} + \text{H O}$.

CHRYSANILIQUE (Acide). Corps amorphe jaune, qui s'obtient en étendant d'eau la so-

lution de l'indigo bleu traitée par la potasse concentrée, et en la sursaturant légèrement par un acide. Le précipité qui se forme est traité par l'éther, et la solution évaporée donne l'acide chrysamilique. Fritsche assigne à cet acide, regardé comme un mélange de plusieurs corps, la formule : $\text{C}^{11} \text{H}^{12} \text{N}^2 \text{O}^6$.

CHRYSÈNE. Corps pulvérulent, jaune, insipide, inodore. Il se produit par la distillation sèche des corps gras et résineux. Il est insoluble dans l'eau et l'alcool, et très-peu soluble dans l'éther. Il fond vers 255°. M. Laurent assigne au chrysène la formule : $\text{C}^3 \text{H}$.

CHRYSOLÉMIQUE (Acide). Produit cristallin, jaunâtre, obtenu par l'évaporation des eaux de lavage provenant de la préparation de l'acide chrysammique. Il est assez soluble dans l'eau bouillante. Suivant l'analyse de M. Schunck, sa composition est : $\text{C}^{12} \text{H}^2 \text{N}^6 \text{O}^{13} + \text{H O}$.

CHUTE DES CORPS (Loi de la). Dans le vide, tous les corps tombent avec la même vitesse; un kilogramme de platine n'y tombe pas plus vite qu'une toile d'araignée. Si dans l'air les choses se passent différemment, c'est que ce gaz oppose une résistance à la chute des corps et leur fait perdre de leur poids, en raison directe de leur volume et en raison inverse de leur masse. Mais ceci, loin de contredire, confirme, au contraire, la règle que la pesanteur sollicite tous les corps à tomber avec la même vitesse. Quelle est cette vitesse? En d'autres termes : quel rapport existe-t-il entre l'espace que parcourt un corps pesant et entre le temps qu'il met à le parcourir? Cette question ne peut être résolue que par des moyens indirects, tels que le *plan incliné de Galilée* et la *machine d'Atwood*. 1^o Le *plan incliné de Galilée* n'est autre chose qu'une surface inclinée, sur laquelle on fait rouler une poulie de métal. Si la surface était horizontale, la vitesse de la poulie serait = 0; elle aurait son *maximum*, si la surface était verticale; à un certain degré d'inclinaison, la vitesse de la poulie est donc réduite dans une certaine proportion. On peut donc ainsi réduire la force (la pesanteur), qui imprime la vitesse, à la moitié, au tiers, au quart, etc., de sa grandeur, sans que l'on change en rien le rapport des espaces parcourus dans des temps donnés. Or, si on compte les espaces que la poulie parcourt dans la première seconde, dans les deux premières secondes, etc., on voit que *ces espaces parcourus sont entre eux comme les carrés des temps employés à les parcourir. La pesanteur est donc une force accélératrice constante.* 2^o La *machine d'Atwood*, dans son plus grand état de simplicité, est représentée par une poulie parfaitement mobile, sur laquelle passe un fil très-fin, auquel est suspendu, de chaque côté, le même poids *m*. Si l'on ajoute, d'un côté, une petite masse, représentée par *n*, l'équilibre est troublé : le poids *n* entraîne le poids sur lequel il repose, et force l'autre à monter. Par cette disposition, il est évident

que la masse n tombe moins vite que si elle tombait seule. La vitesse (x), avec laquelle n tombe, peut être une aussi petite fraction que l'on voudra de la vitesse g , due à la pesanteur après une seconde de temps. On aura

donc : $x = g \cdot \frac{n}{2m + n}$. C'est, dans la machine

d'Atwood, la vitesse du corps qui tombe. Les expériences faites avec cette machine s'accordent avec celles faites sur le plan incliné, et viennent à l'appui des mêmes lois. Ces lois sont exprimées par les formules suivantes :

$v = g t$; $\frac{e = g t^2}{2}$ (v désignant la vitesse, g

la pesanteur, t le temps). La valeur de g (en prenant la seconde pour unité de temps) est à Paris, = 9 m. 8033 (espace que parcourt un corps qui tombe dans la première seconde du temps de sa chute).

CICUTINE. En traitant l'extrait aqueux des racines de *cicuta virosa* par l'acide sulfurique, et en distillant avec la potasse caustique, on obtient une solution de cicutine, qui exhale une forte odeur de eigué.

CINABRE. (*Sulfure de mercure.*) Albert le Grand démontra le premier, par la synthèse, que le cinabre (*lapis ruberis*) qui se rencontre dans les mines, et dont on retire le vif argent, est un composé de soufre et de mercure; car il remarqua qu'en sublimant le mercure avec le soufre, on produit du cinabre sous forme d'une poudre rouge brillante. (*Voyez MERCURE.*)

CINCHONINE. Alcaloïde extrait du *china huancou* par Pelletier et Caventon en 1820. Pour l'obtenir, on traite l'écorce pulvérisée à plusieurs reprises par de l'eau bouillante, acidulée; on ajoute à la liqueur très-concentrée un excès de carbonate de soude, jusqu'à ce qu'il se forme un précipité. Celui-ci est ensuite épuisé par l'alcool de 0,90, bouillant, et le liquide alcoolique est filtré tout chaud. La cinchonine cristallise par le refroidissement. Les cristaux sont de gros prismes quadrilatères, ou des aiguilles blanches et déliées. La cinchonine est inodore et douée d'une légère saveur amère, ce qui la distingue de la quinine. Elle est moins fusible que la quinine, elle ne perd point d'eau par la chaleur, et ses vapeurs se condensent sous forme de flocons blancs, semblables à l'acide benzoïque. Presque insoluble dans l'eau, elle se dissout très-bien dans l'alcool concentré et bouillant. Sa composition s'exprime par la formule : $C^{20} H^{12} NO$. — La cinchonine forme avec les acides des sels neutres, parfaitement cristallisables, contenant de 1 à 5 équivalents d'eau. Les principaux sont : le *sulfate*, le *chlorhydrate*, le *nitrate* et le *phosphate*.

CINCHOVATINE. Alcaloïde découvert, en 1842, par M. Manzini dans l'écorce du *cinchona ovata*. On l'obtient de la même manière que la quinine ou la cinchonine. La cinchovatine cristallise en longs prismes blancs, inodores et doués d'une saveur amère.

Elle fond vers 180° sans perdre de son poids. A une chaleur plus élevée, elle se décompose. Insoluble dans l'eau, elle se dissout très-bien dans l'alcool. Sa composition a été exprimée par la formule : $C^{16} H^{17} N^2 O^8$.

CINNAMÉINE. Produit oléagineux, incolore, provenant de la distillation du baume de Pérou avec une solution de potasse caustique. Traitée par une solution alcoolique de potasse, la cinnaméine se transforme en une masse micacée de cinnamate de potasse. A — 5° la cinnaméine forme des cristaux, solubles dans l'alcool et l'éther. Sa composition s'exprime par la formule : $C^{18} H^{18} O^2$.

CINNAMÈNE. Liqueur incolore, obtenue par MM. Gerhardt et Cahours en distillant l'acide cinnamique avec un excès de baryte caustique. Sa composition est identique avec celle de la benzène. Formule : $C^{16} H^8$.

CINNAMIQUE (Acide). Corps cristallin, blanc, qui s'obtient par l'exposition de l'essence de cannelle à l'air, ou en traitant le baume de Pérou par une solution de potasse. Peu soluble dans l'eau, il se dissout très-facilement dans l'alcool et l'éther. Il fond à 129°, et distille à 290° sous la forme d'une huile pesante. Il se transforme, sous l'influence de l'acide nitrique, en huile essentielle d'amandes amères, et en un acide cristallin qui se rapproche de l'acide benzoïque. MM. Dumas et Péligot lui ont assigné la formule : $C^{18} H^{17} O^3 + H^2$.

Cinnamyle. Radical hypothétique de l'essence de cannelle et de l'acide cinnamique. Sa formule est : $C^{18} H^8 O^2 = Ci$.

CIRE. Matière particulière, qui se rencontre abondamment dans le règne végétal, et particulièrement dans le pollen des fleurs, où les abeilles la vont recueillir. La cire brute des abeilles est jaune; elle blanchit par la simple exposition à l'air et à la lumière. Elle fond à 70°. L'éther lui enlève la matière colorante. La cire des abeilles est un mélange de deux corps : l'un, appelé *cérine*, est très-soluble dans l'alcool; l'autre, nommé *myricine*, y est très-peu soluble. La cire des abeilles, dépouillée de sa matière colorante, se compose, suivant Bess, de 81 pour 100 de carbone, de 15 d'hydrogène et de 6 d'oxygène. Mêlée avec une huile grasse, elle constitue le *cérat* des officines. Outre la cire des abeilles, on connaît des matières céreuses particulières, telles que la *cire du Japon*, qui se trouve dans le fruit du *rhus succedanea*, la *cire du myrica*, dans les baies du *myrica cerifera* de l'Amérique septentrionale.

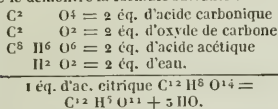
CITRACONIQUE (Acide). Un des produits de décomposition de l'acide acétique. Il n'a pas été encore bien examiné.

CITRATES. *Voy. CITRIQUE (Acide).*

CITRIQUE. Produit de décomposition de l'acide citrique à une température élevée. Peu coagu.

CITRIQUE (Acide). L'acide du citron a été découvert par Scheele en 1784. Ce célèbre chi-

miste en a parfaitement décrit la préparation et les propriétés. L'acide citrique existe dans un grand nombre de plantes de la famille des *rosacees*, des *aurantiacées*, des *ranunculacées*. On l'extrait du citron en traitant le suc de ce fruit par un lait de chaux, et en décomposant le sel citronnier par l'acide sulfurique; la liqueur donne, par l'évaporation, de beaux cristaux d'acide citrique. Cet acide, d'une saveur agréable et fort acide, est très-soluble dans l'eau bouillante, où il cristallise par le refroidissement; les cristaux renferment alors 4 éq. d'eau. Il fond à 150°, et se décompose au delà de 130°. Si l'on interromp la fusion vers 150° à 160°, on obtient pour résidu une matière jaunâtre, transparente, déliquescence; l'acide citrique est alors en partie changé en *acide acétonique*. A une température plus élevée, il se décompose complètement en acide acétique, acétone, acide carbonique, oxyde de carbone, et en deux acides pyrogénés. Traité avec 4 parties d'acide sulfurique, l'acide citrique cristallisé se transforme complètement en acide acétique, en oxyde de carbone et en acide carbonique et en eau. C'est qu'il renferme en effet les éléments de tous ces corps, ainsi que le démontre la formule suivante :



Fondu avec un excès de potasse, l'acide citrique donne naissance à un acétate et à un oxalate potassique. L'acide citrique est un acide *tribasique* : il forme des sels *neutres* et des sels *basiques*. Les *citrates neutres* ont pour formule générale : Ci, 3 MO + HO; HO représentant de l'eau de cristallisation. Les *citrates basiques* sont représentés par Ci, 3 MO + MO; l'eau de cristallisation est ici remplacée par 1 éq. d'oxyde métallique (MO). Par l'action de la chaleur, les *citrates* se boursouffent en dégageant une liqueur acide. Les principaux citrates sont : le *citrate de potasse*, le *citrate de soude*, le *citrate de chaux*, le *citrate de baryte*, le *citrate de plomb* et le *citrate d'argent*. Plusieurs de ces sels cristallisent avec un nombre variable d'équivalents d'eau.

CLASSIFICATION. Toute classification suppose une science constituée. Antérieurement à l'époque de Lavoisier, il n'y avait point de classification; la chimie, consistant dans quelques faits épars et sans liaison rationnelle, n'existait point encore à l'état de science proprement dite. Nous n'examinerons pas ici si les ordres, les groupes ou les types, résultats d'une classification, ont une existence réelle dans le monde extérieur, ou si ce sont de simples reflets de l'intelligence humaine, qui tend sans cesse à l'unité dans la variété des choses. C'est là une question que la philosophie agite depuis plus de vingt siècles sans la

résoudre; c'est au fond la lutte entre Platon et Aristote dans l'antiquité, entre le nominalisme et le réalisme au moyen âge, entre le spiritualisme et le sensualisme dans les temps modernes. Il n'y a eu de changé que le nom et la forme; le fond est resté le même. Nous nous bornerons seulement à constater que la meilleure classification est celle qui satisfait le plus l'esprit, en même temps qu'elle aide la mémoire et facilite l'étude des objets.

Classification de Guyton de Morveau. Guyton de Morveau établit deux grandes divisions : les *corps simples* et les *corps composés*. La première division comprend cinq classes. Il faut entrer dans la première classe : la *lumière*, le *calorique*, l'*oxygène*, l'*hydrogène*; dans la seconde, les *bases acidifiables* ou principes radicaux des acides; dans la troisième, les *métaux*; dans la quatrième, les *terres*; dans la cinquième, les *alcalis*. La seconde division comprend les acides, les bases et les sels. Dans un appendice, Guyton de Morveau range les composés organiques. On y distingue les *huiles*, divisées en huiles *fixes* et huiles *volatiles*; les *savons*, les *composés alcooliques*, les *éthers*.

Classification de Lavoisier. Lavoisier, Fourcroy et Berthollet ont à peu près suivi la classification de Morveau. Dans son *Traité élémentaire de chimie*, première œuvre de chimie scientifique, Lavoisier semble classer les corps en *combustibles* et en *non combustibles*; mais nulle part cette classification n'est établie d'une manière explicite. Lavoisier préfère avec raison au nom de *combustible* celui d'*oxygénable*, et il désigne la *combustion* par le nom d'*oxygénation*; l'oxygène était donc le corps *comburant* par excellence.

Classification de M. Thenard. Depuis Lavoisier, tous les faits semblaient devoir se grouper autour de l'oxygène; cette exagération du rôle de l'oxygène se retrouve aussi dans la classification que M. Thenard a proposée, il y a près de trente ans. Dans cette classification, les corps simples sont divisés en corps *non métalliques* ou *métalloïdes*, et en corps *métalliques* ou *métaux*. Les métalloïdes sont rangés d'après leur ordre d'affinité pour l'oxygène; les métaux sont divisés en sections, suivant qu'ils décomposent l'eau à des températures plus ou moins élevées, c'est-à-dire, suivant qu'ils sont plus ou moins oxygénables. L'*oxygénation* est, comme on voit, le caractère unique et fondamental de la classification de M. Thenard. C'est donc une classification artificielle, comme celle de Linné, qui a rangé les plantes d'après le seul caractère de leurs organes sexuels. Il en est résulté que des corps appartenant à des groupes naturels ont été séparés les uns des autres; c'est un inconvénient que ne présente pas la méthode de classification naturelle.

Classification de M. Berzelius. Comme la classification précédente, celle de M. Berzelius repose sur un caractère exclusif, l'*électri-*

cité, qui remplace ici l'affinité chimique. M. Berzelius établit en principe que toute combinaison chimique dépend essentiellement de deux forces opposées, l'électricité positive et l'électricité négative; que, par conséquent, tout corps composé, quel que soit d'ailleurs le nombre de ses principes constituants, peut être divisé en deux éléments, dont l'un est positivement et l'autre négativement électrique. Ainsi, par exemple, le chlorate de potasse est composé de deux éléments, l'un électro-négatif (acide chlorique), l'autre électro-positif (potasse); de même que l'acide chlorique et la potasse sont composés chacun d'un élément électro-négatif (oxygène) et d'un élément électro-positif (chlore). En effet, le chlorate de potasse, soumis à l'action de la pile, se décompose: l'élément électro-négatif (acide chlorique) se rend au pôle électro-positif, et l'élément électro-positif (potasse) va au pôle électro-négatif; à leur tour, l'acide chlorique et la potasse sont décomposés d'une manière analogue. L'électricité est donc, selon la théorie de M. Berzelius, la cause première de toute action chimique; elle est la source de la lumière et de la chaleur, qui n'en sont que des modifications. Enfin, dans toute combinaison chimique, il y a neutralisation des électricités opposées, et cette neutralisation produit le feu de la même manière qu'elle le produit dans les décharges de la bouteille électrique et du tonnerre; seulement, dans ces derniers phénomènes il n'y a pas de combinaison chimique. M. Berzelius remarque encore que l'ordre électrique des corps combustibles s'accorde en général avec celui de leurs oxydes, de telle manière que les degrés d'oxydation des divers radicaux sont entre eux comme les radicaux eux-mêmes. Les corps simples sont, comme dans la classification de M. Thenard, divisés en *métalloïdes* et en *métaux*. Tous les métalloïdes sont électro-négatifs par rapport aux métaux. Dans l'échelle des rapports électro-chimiques, le corps le plus électro-négatif est placé le premier, et le corps le plus électro-positif, le dernier. Ce sont, pour ainsi dire, les deux extrémités opposées de la pile. Les corps intermédiaires sont rangés de telle façon que celui qui précède est toujours électro-négatif à l'égard de celui qui suit; et inversement, tout corps est électro-positif par rapport à celui qui le précède. Cette classification a rendu de grands services à la nomenclature, avec laquelle elle a des connexions étroites. Anciennement on disait, par exemple, indifféremment *sulfure* de carbone et *carbure* de soufre. La classification de M. Berzelius a fait établir en règle que, dans l'un d'un corps électro-négatif avec un corps électro-positif, le premier forme le *nom générique*, et le dernier le *nom spécifique*. D'après cette règle, on dit, d'une manière constante, *sulfure* de carbone, *chlorure* de phosphore, *phosphure* d'arsenic, etc.

Méthode de classification naturelle d'Am-

père. Ampère a, un des premiers, essayé d'introduire dans la chimie la méthode de classification naturelle, dans laquelle les corps sont divisés, non plus en métaux et en métalloïdes, mais en corps *minéralisateurs* et en corps *minéralisables*. Dans la classification d'Ampère, les corps simples sont divisés en trois groupes, les *gazolytes*, les *leucolytes* et les *chroicolytes*. Les gazolytes (oxygène, azote, soufre, chlore, iode, arsenic, tellure, hydrogène, carbone, bore, silicium, phosphore) ont pour caractère distinctif de former, par leur combinaison réciproque, des gaz permanents qui peuvent subsister au contact avec l'air. Les *leucolytes* (étain, antimoine, zinc, argent, bismuth, mercure, plomb, etc.) ne forment pas de gaz permanents; ils fondent au-dessous de 23° du pyromètre de Wedgwood, et donnent, avec les acides incolores, des dissolutions également incolores. Les *chroicolytes* (cérium, manganèse, fer, cuivre, etc.) ne forment pas de gaz permanents; ils ne sont fusibles qu'au-dessus de 23° du pyromètre de Wedgwood; ils donnent avec les acides des dissolutions colorées. Depuis Ampère, le perfectionnement de la *méthode de classification naturelle* a occupé tous les esprits philosophiques. L'espace nous manque pour reproduire ici sommairement des classifications qui ont été proposées récemment par MM. Baudrimont, Dupasquier et Hoefler. Mais toutes ces classifications ne s'appliquent guère qu'à la *chimie minérale*. D'un autre côté, les classifications qui ont été proposées par MM. Dumas (*types chimiques*), Gerhardt et Laurent, ont leur point de départ exclusivement dans la *chimie organique*. (Voyez F. HOEFER, *Nomenclature et classifications chimiques*, etc., vol. in-18, Paris, 1845.)

COAGULATION. Art par lequel un corps liquide passe en tout ou en partie à l'état solide. Ce terme, qui était autrefois synonyme de *solidification* et de *cristallisation*, ne s'applique plus aujourd'hui qu'à la solidification d'une matière animale, telle que l'albumine, la fibrine, la caséine, au sein d'un liquide aqueux. Ainsi, on dit que l'albumine se *coagule* lorsqu'on chauffe le *serum* du sang, où elle se trouve en dissolution.

COBALT. Métal d'une teinte rougeâtre, dur et friable. Son poids spécifique est 8,6010. Il ne fond qu'à une température très-élevée (150° du pyromètre de Wedgwood). C'est un des métaux magnétiques. La puissance magnétique du cobalt est à celle du fer comme 23 : 33. Il est peu ductile. Sa cassure est crochue plutôt que grenue. Il est probable qu'on pourrait travailler le cobalt comme le fer (Berthier). A la température ordinaire, il ne s'altère que dans l'air humide; il se recouvre alors d'une rouille noire (hydrate de peroxyde). Il ne décompose l'eau qu'à la chaleur rouge; grillé à l'air, il s'oxyde facilement. A l'état de division extrême, et obtenu en réduisant l'oxyde par l'hydrogène, il s'oxy-

flamme spontanément à l'air, en brûlant avec une lumière rouge. L'acide azotique et l'eau régale l'attaquent et le dissolvent promptement. L'acide sulfurique, étendu d'eau, l'oxyde avec dégagement d'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau. Le cobalt précipite de leur dissolution l'argent, le cuivre et le mercure. Il se combine, comme le fer, avec une petite quantité de carbone. Il s'unit directement avec le chlore gazeux; la combinaison est accompagnée de chaleur et de lumière. Il s'allie avec la plupart des métaux; ses alliages sont en général ductiles. Le cobalt se trouve dans la nature, presque toujours combiné avec le soufre ou avec l'arsenic. Les minéraux de nickel sont souvent cobaltifères. Il accompagne quelquefois les minerais de cuivre et d'argent. Le cobalt est peu abondant, et appartient aux terrains anciens.

Pour obtenir le cobalt à l'état métallique, on calcine l'oxyde de cobalt dans un creuset brasqué avec un cinquième de son poids de verre terreux fusible, afin de faciliter la réunion des grenailles, et de faire couler le métal en culot au fond du creuset. Pour retirer l'oxyde de cobalt du minerai, on traite celui-ci par l'eau régale. On évapore à sec, et l'on reprend par l'eau. En filtrant, on sépare l'arséniate de fer insoluble, ainsi que la gangue. On verse ensuite, par petites portions, dans la liqueur, du carbonate de potasse ou de soude, jusqu'à ce que le précipité commence à se colorer en rose, ce qui indique que tout le fer est séparé. On recueille le précipité, on le lave et on le sèche. Ce précipité est de l'oxyde de cobalt presque pur, si le minerai est très-riche en fer; si, au contraire, le minerai est très-peu ferrugineux, l'oxyde de cobalt se trouve mêlé d'une quantité notable d'acide arsenique. Ce procédé est employé en grand pour la fabrication des verres bleus, dans les manufactures de porcelaine.

Il paraît que le cobalt ou du moins l'oxyde de cobalt était connu depuis la plus haute antiquité; car le vernis et le flux vitreux des vases des anciens Égyptiens contiennent de l'oxyde de cobalt. On a commencé vers le quinzième siècle à employer le cobalt en Europe pour la fabrication des verres bleus et dans la peinture sur verre. Brandt a le premier obtenu le cobalt à l'état métallique, en 1755. Formule du cobalt: $\text{Co} = 568,63$

Composés oxygénés. On connaît deux degrés bien distincts d'oxydation du cobalt.

1° Le *protoxyde*. À l'état *anhydre*, il est d'un gris noirâtre; chauffé au rouge, au contact de l'air, il se change en partie en peroxyde. À l'état d'*hydrate*, il est d'un bleu de lavande, et ne tarde pas à changer de couleur; étant exposé à l'air, il devient d'un rose pâle, et finit par devenir vert olive. Ce changement de couleur tient à l'absorption de l'oxygène et de l'acide carbonique de l'air. Le protoxyde de cobalt se dissout facilement dans les acides. L'ammoniaque le dissout et le colore en rouge.

Il se combine, par la voie sèche, avec les alcalis fixes, et avec un certain nombre d'oxydes terreux et métalliques. La plupart de ces composés sont colorés en bleu. Le composé magnésien est couleur de rose; le composé aluminieux est d'un beau bleu d'outremer, et le composé zincifère est d'un bleu vert, appelé *vert de Rinmann*. L'oxyde de cobalt, réduit par l'hydrogène à la chaleur rouge, est pyrophorique comme le fer.

Formule: $\text{Co O} = 568,63$; Co)

100 — (O)

462,63 = 1 éq. de protoxyde de cobalt.

On l'obtient *anhydre* en calcinant l'azotate. En précipitant un sel de cobalt par un alcali, on a l'oxyde de cobalt *hydraté*.

2° Le *peroxyde* de cobalt a l'aspect d'une poudre noire. À la chaleur blanche, il est ramené à l'état de protoxyde. Tous les acides forts le dissolvent à chaud avec dégagement d'oxygène: le peroxyde se change en protoxyde. Les acides sulfureux et azoteux se combinent avec le peroxyde de cobalt sans dégagement d'oxygène: il y a formation de sulfate et d'azotate de protoxyde de cobalt solubles. L'ammoniaque ne le dissout pas. L'acide chlorhydrique le dissout avec dégagement de chlore. Formule: $\text{Co}^2 \text{O}^3$, analogue au peroxyde de fer et à l'alumine.

On l'obtient en précipitant un sel de cobalt par l'hypochlorite de soude en excès, ou en faisant passer un courant de chlore dans l'hydrate ou le carbonate de protoxyde en suspension dans l'eau.

Il existe un *oxyde de cobalt intermédiaire* (*deutoxyde* de quelques auteurs) d'un vert olive sale. Les acides forts le changent en protoxyde. Il est analogue à l'oxyde de fer *magnétique*. Sa formule est: $\text{Co O} \frac{1}{2} \text{Co}^2 \text{O}^3$.

L. Guélin suppose la formation d'un peroxyde de cobalt jouant le rôle d'acide, en exposant à l'air l'hydrate de protoxyde tenu en suspension dans l'ammoniaque. La liqueur se colore en brun. Cet acide cobaltique serait composé de Co O^3 . Les oxydes de cobalt ont été récemment examinés par M. Beetz (*Annalen v. Poggendorff*, année 1841).

Composés sulfures de cobalt. Il y a autant de sulfures qu'il y a d'oxydes.

1° *Protosulfure*. Il est d'un jaune bronzé; il est fusible. L'acide chlorhydrique n'attaque le proto-sulfure de cobalt qu'à l'état pulvérulent. Formule: Co S , analogue à celle du protoxyde (Co O). On l'obtient en chauffant le sulfate de cobalt avec du charbon, ou en décomposant l'arséniure par un sulfure alcalin.

2° *Persulfure*. Il est d'un gris foncé; soumis à la chaleur rouge, il passe à l'état de protosulfure. Formule: $\text{Co}^2 \text{S}^3$, analogue à celle du peroxyde ($\text{Co}^2 \text{O}^3$). On l'obtient en chauffant du peroxyde de cobalt dans de l'hydrogène sulfuré. Il faut avoir soin de ne pas élever la température jusqu'au rouge.

Le *sélénium* produit des composés analogues.

aux sulfures. Le *phosphore* et l'*arsenic* forment, avec le cobalt, des composés peu stables.

Composés chlorés. Le chlorure de cobalt le plus important est celui qui correspond au protoxyde. A l'état anhydre, il est bleu; hydraté, il est couleur rose. Il est volatil, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. La dissolution aqueuse, faite à chaud, laisse déposer, par le refroidissement, de petits cristaux prismatiques d'un rouge rubis, inaltérables à l'air lorsque le chlorure est très-pur, déliquescents lorsque le chlorure contient du fer et du nickel. On employait autrefois ce chlorure impur comme *encre sympathique*. Les lettres tracées sur du papier avec une dissolution de chlorure de cobalt deviennent bleues par une légère élévation de température; elles deviennent vertes si le chlorure contient du fer et du nickel, ce qui a presque toujours lieu. Le chlorure de fer ou de nickel seul donne une coloration jaune. Ainsi, le *bleu* et le *jaune réunis* donnent du vert. Formule : Co Cl ou Co Cl^2 .

On prépare le chlorure de cobalt en traitant le protoxyde par l'acide chlorhydrique. Les anciens chimistes le préparaient avec l'eau régale.

Le brome, l'iode et le fluor se comportent à peu près comme le chlore.

Sels de cobalt. Les sels de cobalt sont colorés en rose. Leurs dissolutions deviennent bleues à la température de l'ébullition. Caractères :

1° Les alcalis produisent, dans les sels de cobalt, un précipité bleu qui, exposé à l'air, passe au vert, et finit par devenir noir. L'ammoniaque dissout le précipité bleu, et donne naissance à une belle coloration rose. Il se forme un sel double, à base d'ammoniaque et de protoxyde de cobalt.

2° L'acide sulfhydrique ne précipite pas les dissolutions acides. Si la dissolution est neutre, le précipité est incomplet.

3° Les sulfures alcalins produisent un précipité noir.

4° Le cyanoferrure donne un précipité vert grisâtre.

5° Les arséniate alcalins forment un précipité couleur de fleur de pêcher.

6° Les phosphates précipitent les sels de cobalt en bleu violacé. Aucun métal ne précipite le cobalt de ses dissolutions.

Le phosphate, l'arséniate, l'oxyde de cobalt, chauffés au rouge avec un excès d'alumine hydratée, donnent une poussière bleue (*bleu de Thenard*.)

Chauffés au chalumeau avec du borax, les sels de cobalt donnent un vert d'un bleu très-riche. Une trace de cobalt colore la porcelaine ou la poterie en bleu.

Sulfate. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, contenant 6 éq. d'eau. Il est soluble dans 24 parties d'eau froide. Il supporte la chaleur rouge sans se décomposer. Le charbon le réduit partiellement en sulfure. Il peut

se combiner avec les sulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque, pour former des sels doubles. Formule : Co O , $\text{SO}^3 = 1$ équiv. de sulfate de cobalt anhydre.

Phosphate. Il est d'un bleu violacé, insoluble dans l'eau et soluble dans les acides. En mêlant ensemble 1 partie de phosphate de cobalt humide (récemment précipité) avec 8 parties d'alumine en gelée, et en chauffant le mélange dans un creuset jusqu'au rouge cerise, on obtient un produit d'un beau bleu (*bleu de Thenard*).

Arséniate. Récemment précipité, il est d'une belle couleur fleur de pêcher. Il conserve cette couleur, même après la calcination. Chauffé avec l'alumine et un peu d'oxyde rouge de mercure, il donne, comme le phosphate, du bleu de Thenard.

Azotate. Il cristallise en petits prismes rouges, déliquescents, et très-solubles dans l'eau. Par la calcination, il donne de l'oxyde de cobalt pur. L'*azotate double d'ammoniaque* et de cobalt cristallise en trémies. Il est d'un beau rose et inaltérable à l'air.

COCINIQUE (Acide). Synonyme : *Acide cocostéarique*. On prépare cet acide en saponifiant le beurre de coco avec un alcali, et en décomposant ensuite le savon par un acide minéral. On le purifie par des cristallisations répétées dans l'alcool. L'acide cocinique est d'un blanc nacré, fusible à 33°, et peut être distillé sans altération. Les *cocinates* sont des espèces de savons semblables à ceux que produisent les acides gras. M. *Broméus* assigne à l'acide cocinique la formule : $\text{C}^{27} \text{H}^{26} \text{O}^3$.

COCOGNIQUE (Acide). Selon M. Goebel, cet acide existe dans les graines du *Daphne genkwa*. On l'obtient sous forme cristalline en traitant l'extrait alcoolique par l'eau, et en évaporant la liqueur filtrée.

CODÉINE. Alcaloïde extrait de l'opium en 1832 par Robiquet. Dans une solution aqueuse il cristallise en octaèdres réguliers, incolores, perdant par la chaleur 3,8 p. 100 d'eau. Dans une solution éthérée, il cristallise en aiguilles blanches, fusibles à 130°. La codéine est plus soluble dans l'eau que la morphine. Très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, elle ne se dissout pas dans les alcalis aqueux, ce qui la distingue de la morphine. La codéine donne avec les acides des sels bien cristallisables. Suivant Merck, on obtient la codéine en traitant par l'alcool le précipité de morphine brute, formé par le carbonate de soude. La liqueur est ensuite agitée par l'acide sulfurique; évaporée jusqu'à consistance sirupeuse, elle est agitée avec un tiers de son volume d'une solution de potasse peu concentrée, et avec quatre fois son volume d'éther. La solution éthérée laisse, par l'évaporation, déposer la codéine cristallisée. M. Regnault assigne à la codéine la formule : $\text{C}^{33} \text{H}^{30} \text{NO}^5$.

COHÉSION. On appelle ainsi la force qui unit les molécules hétérogènes d'un corps, de manière à former une même masse. C'est l'ak-

traction appliquée à des distances très-rapprochées. On serait peut-être plus dans le vrai, en disant que la cohésion est l'effet d'une cause universelle, dont la nature nous échappe complètement. *Newton* s'exprime ainsi sur la cohésion : « Les parties de tous les corps durs, homogènes, qui se touchent pleinement, tiennent fortement ensemble. Pour expliquer la cause de cette cohésion, quelques-uns ont inventé des atomes crochus; mais c'est supposer ce qui est en question. D'autres nous disent que les particules des corps sont jointes ensemble par le repos, c'est-à-dire, par une qualité occulte, ou plutôt par un pur néant; et d'autres, qu'elles sont jointes ensemble par des mouvements conspirants, c'est-à-dire, par un repos relatif entre eux. Pour moi, j'aime mieux conclure, de la cohésion des corps, que leurs particules s'attirent mutuellement par une force qui, dans le contact immédiat, est extrêmement puissante, qui, à de petites distances, est encore sensible, mais qui, à de grandes distances, ne se fait plus apercevoir. »

COLCHICINE. Alcaloïde extrait du *Colchicum autumnale*. Pour l'obtenir on épuise les graines pulvérisées de colchique par l'alcool aiguisé d'acide sulfurique. L'alcool est chassé par l'évaporation, et le résidu est traité par l'eau et précipité par le carbonate de potasse. Le précipité est dissous par l'alcool absolu et décoloré par le charbon animal; la colchicine se dépose, par l'évaporation, sous forme de prismes ou d'aiguilles incolores. La colchicine est amère et très-vénéneuse; $\frac{1}{10}$ de grain suffit pour tuer un chat. Elle est colorée en bleu violet par l'acide nitrique concentré; en brun jaunâtre par l'acide sulfurique, ce qui la distingue de la véraltrine, avec laquelle la colchicine avait été primitivement confondue. Sa formule n'a pas été déterminée.

COLCOTHAR. Voyez FER, oxydes.

COLLE-FORTE. Voyez GÉLATINE.

COLOCYNTHINE. (*Amer de coloquinte.*) Matière jaunâtre, friable, qui s'obtient en traitant l'extrait aqueux du fruit de *cucumis colocynthis* par l'alcool. Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Elle est extrêmement amère et agit comme un drastique violent.

COLOPHANE. Résidu de la distillation de l'huile de térébenthine, préparée avec la résine de cèdre ou de pin, et une des premières substances qu'on ait obtenues à l'aide d'un procédé distillatoire. On préparait autrefois cette huile principalement dans le pays de Bruttium et dans la ville de Colophon en Grèce. Le résidu était appelé poix, ou quelquefois poix de Colophon. De là l'origine du nom moderne de *colophane*, appliqué au résidu de la distillation de l'essence de térébenthine.

COLOSTRUM. Lait sécrété immédiatement après la délivrance. Il diffère essentiellement du lait proprement dit. Ainsi, le colostrum des vaches est jaune, visqueux, non coagulable par le présure, et ne renferme que des

traces de beurre. Soumis à la chaleur, il se coagule comme le sérum.

COLUMBINE. Corps cristallin blanc, découvert en 1830 par Wittstock dans l'extrait alcoolique de la racine de Colombo (*menispermum palmatum*). La columbine est inodore et très-amère. Elle n'est guère soluble que dans l'alcool bouillant. Elle est dissoute par l'acide sulfurique; la solution est d'un jaune orange qui passe successivement au rouge foncé. La columbine ne renferme pas d'azote.

COLEMBIUM. Voyez TANTALE.

COMBINAISON. Ce mot est très-fréquemment employé en chimie. On entend par là l'union moléculaire de deux ou de plusieurs corps élémentaires, union qui donne pour résultat un corps composé. Cette union est si intime, qu'il est impossible de reconnaître, à la simple vue du composé, la nature de ses éléments. Les éléments perdent, dans la combinaison, toutes leurs propriétés caractéristiques ordinaires. Ainsi, le composé d'hydrogène et d'azote, qu'on appelle ammoniacque, n'a aucune des propriétés de l'hydrogène ou de l'azote; l'acide carbonique ne ressemble en aucune manière ni à l'oxygène ni au carbone, qui sont pourtant les éléments de l'acide carbonique. Tel composé est solide, odorant, très-sapide, coloré, vénéneux, soluble, etc.; tandis que ses éléments sont gazeux, liquides, inodores, insipides, incolores, inertes, insolubles, etc., et *vice versa*; enfin il est impossible de conclure de la nature des éléments à celle du composé. Ce qui caractérise la combinaison, c'est que 1° elle a lieu généralement avec production de chaleur et de lumière; 2° les éléments se combinent entre eux dans des proportions définies, constantes, invariables, caractère remarquable qui a donné naissance à la théorie des équivalents et des atomes; 3° il faut une opération chimique assez compliquée, appelée *analyse*, pour réduire le composé en ses éléments; 4° les volumes des éléments ne représentent presque jamais le volume du composé. Il y a généralement condensation d'un $\frac{1}{2}$, d'un $\frac{1}{3}$ ou d'un $\frac{1}{4}$ du volume. Ces caractères ne permettent pas de confondre un mélange avec une combinaison.

COMBUSTION. Action chimique dont le feu et l'air sont les intermédiaires. Pendant cette action, l'oxygène de l'air se combine avec un des éléments du corps qui brûle. Tous les corps simples peuvent subir le phénomène de la combustion, avec la différence que chez les uns le phénomène est accompagné de flamme (combustion du carbone, de l'hydrogène, etc.), tandis que chez d'autres (combustion des métaux) il peut n'être pas accompagné de phénomène lumineux. Le produit de la combustion varie: le carbone, l'hydrogène, le soufre, etc., donnent naissance à de l'acide carbonique ou à l'oxyde de carbone, à de l'eau, à de l'acide sulfurique, etc.; et les métaux, à des oxydes métalliques. L'oxygène, comme condition essentielle de la com-

lusion, a été appelé corps *comburant*, et tous les autres éléments, corps *combustibles*. Mais on sait aujourd'hui que d'autres corps, tels que le chlore, peuvent également jouer le rôle de principe *comburant*.

COMPOSÉ. Résultat de la combinaison (*Foyez* ce mot) de deux, de trois ou de quatre corps élémentaires. Les composés formés de deux corps élémentaires s'appellent *binaires*; ceux de trois éléments, *ternaires*, et ceux de quatre éléments, *quaternaires*. Les composés *quinaires* sont extrêmement rares.

COMPRESSIBILITÉ. Propriété qu'ont les corps de se réduire, par la pression, à un volume apparent moindre. Les gaz et les corps très-poreux (éponge) sont les plus compressibles. Les corps liquides sont les moins compressibles. Ainsi, l'eau ne se comprime que de $\frac{45}{1000000}$ pour chaque atmosphère. On démontre la compressibilité des gaz par l'expérience vulgaire du *briquet à air*. C'est un tube en verre très-épais, dans l'intérieur duquel se meut un piston qui le ferme exactement. Si le tube était rempli d'eau, on ne pourrait pas faire descendre le piston, puisque l'eau est fort peu compressible. Mais si le tube est rempli d'air, on pourra faire descendre le piston et réduire le gaz au tiers, au quart, etc., de son volume primitif. Beaucoup de gaz peuvent être amenés à l'état liquide par une pression très-forte.

CONCAVE. Épithète que l'on donne à tout ce qui est creux et arrondi. Telle est la surface intérieure d'un globe creux, le dedans d'une cuillère, etc. Concave se dit particulièrement des verres et des miroirs optiques. Les verres concaves sont, ou concaves des deux côtés (biconcaves), ou concaves d'un côté et plans de l'autre (plans concaves), ou enfin concaves d'un côté et convexes de l'autre; si, dans ces derniers, la convexité est d'une moindre sphère que la concavité, on les appelle *ménisques*; si elle est de la même sphère, *sphériques-concaves*; et si elle est d'une sphère plus grande, *convexo-concaves*. Les rayons parallèles, comme ceux du soleil, deviennent divergents, c'est-à-dire, s'écartent les uns des autres, après avoir passé à travers un verre *concave*; les rayons déjà divergents le deviennent encore davantage, et les rayons convergents sont rendus, ou moins convergents ou parallèles, ou même divergents. C'est pourquoi les objets vus à travers des verres *concaves* paraissent d'autant plus petits que les concavités des verres sont des portions de plus petites sphères (*Foy. LENTILLES*).

CONDENSATEUR électrique. Appareil dans lequel on accumule de l'électricité. Il se compose de deux lames conductrices, séparées par une lame non conductrice. Il change de nom et de forme, suivant l'usage auquel on le destine. Ainsi, il y a des *condensateurs à lames de verre*, à *taffetas*, à *lames d'or*. Ces appareils sont chargés par des

machines électriques, par des électrophores, ou par des sources électriques quelconques. La *bouteille de Leyde*, la *batterie électrique* sont des appareils qui peuvent condenser des quantités considérables d'électricité dissimulée.

CONDENSATION. Diminution de volume d'un corps par suite d'un abaissement de température. C'est ainsi que les vapeurs d'eau se *condensent* par le contact d'un corps froid, c'est-à-dire exposé à une température inférieure à celle à laquelle l'eau se réduit en vapeur. Le mot *condensation* est en général appliqué aux corps volatils, qui par l'action du froid reprennent leur état primitif, solide ou liquide.

CONDUCTEUR (Corps). *Foyez* CONDUCTIBILITÉ.

CONDUCTIBILITÉ. Propriété qu'ont les corps d'absorber et de propager le calorique. Cette propagation peut s'effectuer de deux manières : 1° le calorique passe de la surface d'un corps à la surface d'un corps contigu, c'est ce qu'on a appelé *conductibilité extérieure* ou *pénétrabilité*; 2° le calorique passe d'un point à un autre de la masse d'un corps; c'est la conductibilité propre ou la *perméabilité*. — *Conductibilité des solides.* De tous les corps solides, les métaux sont les meilleurs conducteurs. On constate l'inégalité de conductibilité des corps solides par une expérience très-simple : sur un des côtés d'une boîte en cuivre on fixe perpendiculairement de petits cylindres, de diverses substances (bois, corne, fer, plomb, etc.) et de même diamètre; chacun de ces cylindres est recouvert d'une couche de cire. Après avoir versé dans la caisse de l'eau bouillante, on remarque que sur quelques-uns de ces cylindres la cire fond jusqu'à une grande distance de la caisse; ce sont les meilleurs conducteurs : pour d'autres, elle ne fond qu'à une très-courte distance; ce sont les mauvais conducteurs. M. Despretz est parvenu, à l'aide de procédés délicats dont nous ne donnerons pas ici les détails, à établir la conductibilité des substances suivantes :

or	1000	fer	571
platine	981	zinc	565
argent	975	étain	505
cuivre	898	plomb	180

Les nombres 25 pour la conductibilité du marbre, 11 et 12 pour celle de la porcelaine et de la terre cuite, sont très-incertains. — *Conductibilité des liquides.* La chaleur se propage dans les liquides par les courants qui résultent des différences de température. Les courants ascendants s'établissent au centre, et les courants descendants suivent les parois du vase. Cependant l'eau, par exemple, a aussi une conductibilité propre, ainsi que l'a démontré M. Despretz; mais cette conductibilité est très-faible : elle s'exprime par 9 ou 10, celle de l'or étant = 1000. Les gaz sont de plus mauvais conducteurs encore que

les liquides. Mais aucun des procédés employés à mesurer la conductibilité des corps solides ou liquides ne peut être appliqué aux corps gazeux, qui, par suite d'une inégalité de température, forment des courants analogues à ceux des liquides.

CONGÉLATION. Passage de l'état gazeux ou liquide d'une substance à l'état solide. Ce passage est déterminé par un abaissement de température, quelquefois combiné avec une augmentation de pression. En passant à l'état solide, les corps liquides se contractent et augmentent de densité : c'est pourquoi tous les cristaux se déposent au fond des liqueurs. L'eau seule fait exception à cette règle ; elle augmente de volume et diminue de densité, en se congelant ; aussi la glace se forme-t-elle à la surface de l'eau. Ce n'est que dans quelques conditions exceptionnelles qu'elle se forme au fond des rivières. Pour congeler des matières liquides ou gazeuses, on se sert le plus ordinairement de *mélanges réfrigérants* (Voy. ce mot).

CONINE. (*Cicutine.*) Alcaloïde extrait du *conium maculatum* en 1851, par Geiger. Pour l'obtenir, on distille les semences de ciguë écrasées avec une solution étendue de potasse. Le produit de la distillation est saturé par l'acide sulfurique étendu et évaporé jusqu'à consistance sirupeuse. Le résidu est épuisé à plusieurs reprises par un mélange d'éther et d'alcool. Après avoir chassé tout l'alcool par l'évaporation, on reprend le résidu par un peu d'eau et la moitié de son poids de potasse caustique, et on distille brusquement dans un bain de chlorure de calcium, en ayant soin d'entourer le récipient d'un mélange réfrigérant. La conine est un liquide oléagineux, incolore. Sa densité est 0,89. Son odeur rappelle celle de la ciguë. Sa saveur est très-âcre. La conine est très-vénéneuse déjà à la dose de $\frac{1}{16}$ de grain. Elle est volatile et bout à 170°. Elle s'altère à l'air en revêtant diverses nuances de coloration. Elle brûle comme une huile essentielle. L'acide nitrique concentré la colore en rouge de sang ; l'acide chlorhydrique gazeux la colore d'abord en pourpre, puis en indigo foncé. Peu soluble dans l'alcool et dans l'eau, la conine se dissout très-bien dans l'éther ; elle forme avec les acides des sels très-peu cristallisables. M. Ortigosa assigne à la conine la formule : $C^{26}H^{16}N$.

CONIQUE (Acide). Acide extrait du *conium maculatum*. Peu connu.

CONVERGENT. Epithète que l'on donne à des lignes qui, partant de différents points, vont en se rapprochant les uns des autres. Les rayons de lumière *convergens* sont ceux qui, en passant d'un milieu dans un d'une densité différente, s'approchent l'un vers l'autre tellement, que s'ils étaient assez prolongés, ils se rencontreraient dans un point au foyer. Tous les verres convexes rendent les rayons parallèles *convergens*, et tous les verres concaves les rendent *diver-*

gents, c'est-à-dire que les uns tendent à rapprocher les rayons, et les autres à les écarter. La *convergence* ou *divergence* des rayons est d'autant plus grande, que les verres sont des portions de plus petites sphères. C'est sur ces propriétés que tous les effets des lentilles, des microscopes, des télescopes, etc., sont fondés. Les rayons qui sont *convergens* en passant d'un milieu plus dense dans un milieu plus rare, dont la surface est plane ou concave, le deviennent encore davantage, et se réunissent plutôt que s'ils avaient continué leur mouvement dans le même milieu. Les rayons parallèles qui passent d'un milieu plus dense dans un milieu plus rare, comme, par exemple, du verre dans l'air, deviennent *convergens*, et tendent à un foyer, lorsque la surface dont ils sortent a sa concavité tournée vers le milieu le plus dense, et sa convexité vers le milieu le plus rare.

CONVEXE. Nom que l'on donne à toute surface courbe, dont le milieu est plus élevé que les bords. Telle est la surface extérieure d'une sphère, ou d'une portion de sphère. Les surfaces *convexes*, qui réfléchissent les rayons de lumière, en diminuent la convergence, et en augmentent la divergence. Mais lorsque les corps transparents, qui laissent passer la lumière, ont des surfaces convexes, ils sont propres à rassembler les rayons de lumière dans un petit espace, que l'on appelle *foyer*.

CONVOLVULINE. Alcaloïde cristallin, découvert par M. Marquart dans la racine du *convolvulus scammonia*. Peu connu.

CORDE. Corps long et flexible, composé de plusieurs fils de matière soit végétale, soit animale, soit minérale, appliqués les uns sur les autres, et réunis par la torsion. Les *cordes* sont d'un usage vulgaire pour le fonctionnement des machines. Le poids, la courbure et la rondeur des *cordes* occasionnent des résistances qui exigent un plus grand effort de la part de la puissance. La résistance des cordes dans une machine, étant estimée en kilogrammes, devient un nouveau fardeau qu'il faut ajouter à celui que la machine doit élever ; et comme cette augmentation de poids rend les cordes encore plus roides, il faudra de nouveau calculer cette augmentation de résistance. Ainsi, on aura plusieurs sommes décroissantes, qu'il faudra ajouter ensemble, comme lorsqu'il s'agit du frottement. Il y a une centaine d'années, l'Académie des sciences proposa la question de savoir s'il est plus avantageux de tordre beaucoup les cordes, ou de les tordre peu. *Réaumur* fut chargé de chercher la solution de cette question. Faisant l'expérience en petit, il prit plusieurs brins de gros fil de Bretagne, et s'assura de leur force, et les chargeant peu à peu de grains de plomb contenus dans un petit seau de fer blanc, qui fut attaché au bout de chacun des fils, et cela jusqu'à ce qu'ils se rompissent. Après avoir ainsi mesuré leur force, il fit de quatre de ces brins

de fil, en les tordant ensemble, une petite corde, et cette corde ne porta jamais la somme des poids que les quatre brins portaient séparément. D'où il conclut avec raison que la torsion diminue la force des cordes. On fit ensuite l'expérience en grand, et on obtint le même résultat. On en sent aisément la raison. En tordant ensemble plusieurs fils pour former une corde, les uns se trouvent inévitablement plus fortement tendus que les autres; et lorsque la corde est appliquée à quelque effort, cet effort étant inégalement partagé entre ces fils, celui qui est le plus tiré cassera le premier; et si tous sont nécessaires pour l'effort à vaincre, la corde deviendra trop faible. — On appelle *corde sans fin*, une corde dont les deux bouts sont joints ensemble. Telle est la corde qui entoure la roue des tourneurs, couteliers, etc.; c'est par le moyen de cette corde qu'on fait tourner l'ouvrage. Telle est encore la corde qui, dans une machine électrique, entoure la roue et la poulie du globe.

Ferrein donna le nom de *cordes vocales* aux cordons tendineux qui forment les bords des deux lèvres de la glotte. Ces cordons sont attachés à des cartilages, qui servent à les tendre; et, suivant *Ferrein*, ils sont frottés par l'air, comme une corde l'est par un archet; de sorte qu'au moyen des différents degrés de tension qu'ils reçoivent de la part des cartilages, ils sont susceptibles de rendre différents sons.

CORNE. (*Substance cornée.*) Matière azot sulfurée, donnant, par la distillation sèche, du carbonate d'ammoniaque et du sulfure d'ammonium. La corne se dissout dans une lessive de potasse bouillante, en dégageant de l'ammoniaque, et en donnant un liquide qui, neutralisé par l'acide acétique, précipite un corps gélatineux. L'éther en dissout une matière grasse. La corne semble être composée des mêmes principes que les cheveux, l'épiderme, la laine, les soies, les plumes.

CORNET ACOUSTIQUE. Instrument destiné à remédier aux défauts de l'ouïe. On donne à ces instruments une forme en partie parabolique: les rayons parallèles, tombant sur les parois intérieures de sa courbe, sont réfléchis au foyer qui se trouve à l'entrée du tuyau qu'on place dans l'oreille. Pour rendre ces cornets d'un usage plus sûr, il faut qu'ils soient bien polis en dedans, et couverts en dehors de quelque étoffe.

CORNAIE. Alcaloïde que *M. Carpenter* prétend avoir extrait de l'écorce du *cornus florida*.

CORNUE. Vase pyriforme, à col allongé; c'est le plus simple des vases distillatoires. On distingue dans une cornue, la panse, la voûte, et le col. Les cornues sont quelquefois tubulées, et la tubulure peut être fermée avec un simple bouchon de liège ou avec un bouchon de verre. Les cornues sont faites en verre, en terre, en porcelaine, en fer battu, en fonte,

en plomb et en platine, selon les usages auxquels on les destine. Quand on se sert d'une cornue comme vase distillatoire, on y joint presque toujours un réceptif destiné à recevoir le produit de la condensation. Ce réceptif a un col allongé à large ouverture, ou bien un col court. Le réceptif est souvent joint à la cornue par une allonge qui sert pour l'éloigner du feu. Les trois pièces peuvent être réunies. Les cornues de verre peuvent être chauffées à feu nu, au bain-marie, au bain d'huile ou au bain de sable. Les cornues de grès et de porcelaine sont généralement chauffées dans un fourneau à réverbère. Les cornues de plomb servent à la préparation du fluorure hydrique et pour celle du fluorure borique. Les cornues de platine servent à la distillation des acides.

CORPS. Dans le sens le plus étendu, on donne ce nom à toute substance appréciable par la vue et le toucher. Dans un sens plus restreint, on appelle *corps* toute substance pondérable. C'est pourquoi la lumière, le calorique, l'électricité, qui ne sont pas susceptibles d'être pesés, devraient être désignés par le nom d'*agents*, plutôt que par celui de *corps*. Les corps jouissent de toutes les propriétés de la matière: ils occupent un espace, ils sont impénétrables, compressibles, divisibles; ils peuvent se présenter dans trois états différents: *état solide, état liquide et état gazeux*. Pour mieux expliquer certains phénomènes de combinaison en proportions définies, on suppose que tous les corps sont constitués par des *atomes*, c'est-à-dire par des *parcelles* de matières, qui n'admettent plus de division. Les *atomes primitifs* admis par hypothèse sont en même nombre que les *corps simples*: ils ont chacun un poids déterminé. Le nombre des *corps simples*, c'est-à-dire *indécomposables*, dans l'état actuel de la science, est de 33; et ce nombre semble devoir s'accroître encore.

CORPS GRAS NEUTRES. Voyez HUILES GRASSES.

CORYDALINE. Matière grisâtre, insipide, inodore, trouvée par *M. Wackenroder* dans les racines du *corydalis bulbosa*. On l'obtient en précipitant par l'acétate de plomb le suc de la racine fraîche. La corydaline se dissout avec une couleur verdâtre dans l'alcool absolu. Cette solution devient plus foncée par l'influence de la lumière solaire. La corydaline est colorée en rouge foncé par l'acide nitrique. Formule incertaine: $C^{34} H^{22} N O^{10} 1/2$.

COULEURS. L'origine et la nature des couleurs ont été de la part des philosophes l'objet de discussions nombreuses. Ce qu'il y a de certain, c'est que les couleurs ne sont pas une qualité inhérente aux corps. Les corps absorbent certaines couleurs du spectre solaire (voy. LUMIÈRE), et en laissent passer d'autres; c'est là l'origine des différentes colorations qu'ils peuvent revêtir. La lumière blanche est la réunion de toutes les couleurs du spectre solaire; c'est un faisceau de rayons lumineux

non décomposés. Un disque sur lequel on a peint les couleurs du spectre solaire produit, par un mouvement de rotation rapide, la sensation de la lumière blanche. *Chaque couleur du spectre est une couleur simple.* En effet, en faisant, par exemple, passer le violet par un nombre quelconque de prismes, de lentilles ou d'autres corps réfringents, on obtient toujours la même nuance de violet. On recompose la lumière blanche en ramenant toutes les couleurs simples dans la même direction. Ceci s'effectue par un second prisme de même substance et de même angle réfringent que le premier, mais tourné en sens inverse. Pour altérer la blancheur de la lumière, il suffit de supprimer l'une des couleurs simples, ou seulement d'en altérer la proportion. Ainsi, en supprimant le rouge dans le spectre et en combinant entre elles toutes les couleurs restantes, on obtient une teinte bleuâtre; cette teinte, mêlée au rouge, reproduit du blanc. Toutes les fois que deux couleurs simples ou composées remplissent cette condition, elles sont dites *complémentaires* l'une de l'autre. On prouve, par des expériences très-simples, que les couleurs naturelles des corps sont en général des couleurs composées.

COUMARIQUE (Acide). Produit cristallin, obtenu en faisant bouillir la coumarine avec une lessive de potasse concentrée. Il a une saveur amère, et peut être distillé sans altération. Ses vapeurs sont fétides, et rappellent l'odeur des vapeurs de l'acide benzoïque. Sa formule est : $C^{18}H^6NO^8$.

COUPELLATION. C'est le plus ancien procédé d'analyse. J'ai fait voir dans mon *Histoire de la chimie* (tome I, page 18) que la coupellation remonte à une époque bien antérieure au règne de Philippe-Auguste. Cette opération, aussi importante que belle, avait déjà été vaguement indiquée par Plinius, Strabon, Diodore de Sicile; elle est parfaitement décrite par Geber (neuvième siècle). Voici comment il s'exprime : « L'argent et l'or supportent seuls l'épreuve de la coupellation. Le plomb résiste le moins; il s'en va et se sépare promptement. Voici ce mode d'opération : Que l'on prenne des cendres passées au crible, ou de la chaux, ou de la poudre faite avec des os d'animaux brûlés, ou un mélange de tout cela, ou d'autres choses seublables. Puis il faut les humecter avec de l'eau, les pétrir et les façonner avec la main, de manière à en faire une couche compacte et solide. Au milieu de cette couche, on fera une fossette arrondie et solide, au fond de laquelle on répandra une certaine quantité de verre pilé. Enfin, on fera dessécher le tout. La dessiccation étant achevée, on placera dans la fossette (coupelle, *focea*) l'objet que l'on veut soumettre à l'épreuve, et on allume un bon feu de charbon. On soufflera sur la surface du corps que l'on examine, jusqu'à ce qu'il entre en fusion. Le corps étant fondu, on y projette du plomb, un morceau après l'autre, et on donne un bon coup de

feu. Et lorsqu'on verra le corps s'agiter et se mouvoir fortement, c'est un signe qu'il n'est pas pur. Attendez alors jusqu'à ce que tout le plomb ait disparu. Si le plomb a disparu, et que ce mouvement n'ait pas cessé, c'est que le corps n'est pas encore purifié. Alors il faudra de nouveau y projeter du plomb, et souffler sur sa surface jusqu'à ce que tout le plomb soit séparé. On continuera ainsi à projeter du plomb et à souffler, jusqu'à ce que la masse reste tranquille, et qu'elle apparaisse pure et resplendissante à sa surface. Après que cela a eu lieu, on arrête et on éteint le feu; car l'œuvre est terminée. Lorsqu'on projette du verre sur la masse qu'on soumet à l'épreuve, on remarque que l'opération réussit mieux; car le verre enlève les impuretés. A la place du verre, on pourra employer du sel ou du borax, ou quelque alun. On pourra également faire l'épreuve du *cinirium* (coupellation) dans un creuset de terre, en soufflant tout autour et sur sa surface, comme nous l'avons indiqué plus haut. Le cuivre se sépare de l'alliage un peu plus lentement que le plomb; mais il est plus facilement enlevé que l'étain. Le fer ne se prête pas à la fusion, et c'est pourquoi il ne s'allie pas avec le plomb. Il existe deux corps qui résistent à l'épreuve de la perfection, savoir, l'or et l'argent, à cause de leur solide composition, qui résulte d'un bon mélange et d'une substance pure. » La coupellation est encore aujourd'hui employée, quoique plus rarement qu'autrefois, dans les analyses des monnaies d'or et d'argent. Ce procédé ancien a été généralement remplacé par le procédé de M. Gay-Lussac. (Voyez ARGENT, monnaies.)

COURANTS ÉLECTRIQUES. Reconstitution des deux fluides contraires (Voyez ÉLECTRICITÉ). Tout ce qui développe de l'électricité produit aussi des courants; car les deux fluides contraires se produisent simultanément. Les courants électriques peuvent être provoqués par quatre causes différentes : 1° *Causes mécaniques.* (Frottement, pression, *clivage*). Lorsqu'on dispose un fil de communication entre les conducteurs ou les coussins d'une machine électrique, on remarque que ce fil est traversé par un courant, comme s'il réunissait les deux pôles d'une pile. Mais la machine la plus forte avec laquelle on développe de l'électricité par le frottement (voyez MACHINE ÉLECTRIQUE) ne donne qu'un courant extrêmement faible. Voici les conditions qui peuvent influer sur la production de l'électricité par le frottement : la température différente des deux corps soumis au frottement; le plus chaud prend toujours l'électricité résineuse; le poli des surfaces; deux métaux différents; les électricités que M. Becquerel a produites par la pression et par le *clivage*, doivent être excessivement faibles. 2° *Causes physiques.* Ces causes sont la *capillarité* et la *chaleur* (phénomènes thermo-électriques). 3° *Causes chimiques.* Pendant la combustion, ou combinaison des corps, il y a

développement d'électricité. MM. Pouillet et Bequerel sont arrivés à établir ce principe général : *Toutes les fois que l'oxygène se combine avec un autre corps, il y a dégagement d'électricité ; l'oxygène donne toujours l'électricité positive, et le corps combustible, l'électricité négative.* Dans toute liqueur au sein de laquelle s'opère une action chimique (action des acides sur les bases, décomposition réciproque des sels, etc.), il y a production d'un courant électrique. 3° *Causes physiologiques.* Les poissons électriques (la *torpille*, la *gymnote*, etc.) sont des exemples de ce genre de causes. Sans entrer dans les détails des expériences, nous nous bornerons à constater les lois générales qui régissent les courants électriques : 1° *L'intensité du courant est la même dans tous les points de circuit qu'il traverse ;* 2° *elle est en raison inverse de la longueur du circuit, et en raison directe de sa section.* 3° Dans un circuit thermo-électrique, composé de fils métalliques de différentes sections, la force élémentaire est la même dans tous les points ; et cependant, lorsqu'on prend des intervalles égaux sur ces différents fils, les courants dérivés que l'on en tire ont des intensités différentes qui sont à peu près en raison inverse des sections des fils dans l'intervalle de dérivation (*Pouillet*). Quant aux courants magnétiques, voyez MAGNÉTISME.

CRAIE. Voy. CHAUX, Carbonate.

CRÉNIQUE (Acide). Acide découvert par *Berzelius* dans plusieurs eaux minérales ; il avait été connu autrefois sous le nom de *matière extractive des eaux minérales*. A l'état sec, il est jaune, transparent, non cristallisé, inodore, et d'une saveur astringente. Il s'altère promptement en absorbant l'oxygène de l'air, et se transforme en acide *apocrenique* (Voyez ce mot). *M. Hermann* lui assigne la formule : $C_7 H^8 NO_6$.

CRÉOSOTE (de *κρέας*, chair, et *σώζω*, je conserve). Liquide huileux, découvert par *M. Reichenbach* dans la distillation de l'eau de goudron et du vinaigre de bois. Sa formation est accompagnée de celle de beaucoup d'autres corps, tels que l'eupione, la paraffine, le picamare, la naphthaline, etc. La créosote, que l'on purifie par des distillations répétées, est douée d'une odeur désagréable qui rappelle celle des viandes fumées ; cette odeur est très-persistante. Sa saveur est très-âcre. Elle agit sur la peau comme un caustique violent. Sa densité est 1,057. Elle bout à 205°, et peut être distillée sans altération. Elle brûle comme une huile grasse. Elle ne se congèle pas à - 27°. L'acide nitrique la décompose, et la convertit en une masse résinoïde. Le chlore, le brome, l'iode, l'acide sulfurique, l'altèrent profondément. La créosote est peu soluble dans l'eau. Sa solution aqueuse est *Faqua Binelli*, remède tenu longtemps secret en Italie. La créosote est un excellent antiputride, et peut être employé, pour la conservation des

viandes, et en général de toute matière animale. Elle joint de la propriété de coaguler l'albume. C'est ce qui l'a fait employer comme moyen hémostatique, pour combattre les hémorragies. La créosote du commerce contient, suivant *M. Liebig*, 75,36 de carbone, 7,76 d'hydrogène et 16,66 d'oxygène.

CRÉPUSCULE. Lumière que le soleil répand dans l'atmosphère quelque temps après son coucher ; celle qui paraît avant le lever du soleil est le *crépuscule du matin*. La durée des crépuscules n'est pas égale pour tous les lieux de la terre, ni même pour le même lieu dans les différentes saisons : elle est de 1 heure 15 minutes au temps des équinoxes, pour ceux qui habitent entre l'équateur. Cette durée augmente à mesure que le soleil s'éloigne de plus en plus de l'équateur. Pour ceux qui habitent entre l'équateur et l'un des pôles, la durée des crépuscules est d'autant plus grande que le pôle est plus élevé au-dessus de leur horizon ; en d'autres termes, que le lieu qu'ils habitent a plus de latitude. Pour les habitants polaires, le crépuscule doit se faire apercevoir près de deux mois avant que le soleil paraisse sur leur horizon, et il doit durer le même espace de temps après que le soleil s'est couché pour eux. La lumière crépusculaire est produite par la dispersion des rayons solaires dans l'atmosphère terrestre, qui les réfracte et les réfléchit de toutes parts. Si la terre n'avait pas d'atmosphère, aussitôt après le coucher du soleil, et dans l'instant même qui précède son lever, nous apercevions les étoiles et les planètes aussi distinctement qu'au milieu des nuits d'hiver ; mais la lumière crépusculaire nous empêche de les apercevoir sitôt le soir, et nous les fait perdre de vue plus tôt le matin.

CREUSET. Vaisseau chimique fait avec une pâte argilo-siliceuse. On lui donne ordinairement la forme d'un cône tronqué. Entouré de coke et recouvert d'un couvercle, il est exposé à des températures extrêmement élevées dans la réduction des métaux, la fusion des alliages, etc. Les creusets de Hesse (faits avec une terre argileuse qu'on rencontre dans la Hesse) sont les plus recherchés pour les usages de la chimie.

CRIC. Machine destinée à vaincre, avec une petite force, une grande résistance. Le cric simple est composé d'une barre de fer garni de dents à l'une de ses faces, en manière de crémillère, et mobile dans une châsse, dans laquelle elle peut s'élever ou descendre. Les dents de la barre engrènent avec celles d'un pignon qu'on fait tourner sur son axe, au moyen d'une manivelle. Les dents du pignon soulèvent la barre, et font, par conséquent, monter le poids placé sur la tête du cric. En considérant l'effort que chaque dent du pignon fait pour soulever la barre, comme un poids à élever, il est clair que la puissance, appliquée à la manivelle, est à ce poids comme le rayon du pignon est au bras de la manivelle. Ainsi en

faisant le rayon du pignon très-petit, par rapport à celui de la manivelle, on peut, avec une force médiocre, soulever un poids très-considérable. Pour soulever un plus grand poids avec la même force appliquée à la manivelle, on ajoute au cric une vis sans fin, qu'on fait tourner avec la manivelle fixée à son axe, et dont les filets engrènent avec les dents du pignon. Les cochers des diligences, dont les voitures pèsent quelquefois jusqu'à 10,000 kilogrammes, enlèvent seuls leur voiture avec un cric de cette espèce, pour pouvoir graisser leurs roues.

CRISTALLISATION. Un grand nombre de corps, et surtout ceux du règne inorganique, revêtent, en passant de l'état liquide ou gazeux à l'état solide, des formes géométriques particulières (prismes, rhomboédres, cubes, etc.) auxquelles on donne le nom de *cristaux*. Pour qu'un cristal se forme bien régulièrement, il faut que le passage de l'état liquide ou gazeux à l'état solide se fasse lentement. La cristallisation peut s'opérer : 1° par *voie sèche*; exemple : le bismuth, qui, après avoir été fondu en vaisseau clos, cristallise, par un refroidissement lent, en cubes; 2° par *voie humide*; exemple : l'alun, dissous dans son poids d'eau bouillante, se dépose sous forme de cristaux octaédriques, à mesure que la dissolution se refroidit. La cristallisation est quelquefois un excellent moyen pour séparer l'un de l'autre deux corps également solubles. Exemple : le nitre (azotate de potasse) et le sel marin (chlorure de sodium) sont tous deux très-solubles dans l'eau; mais, comme le nitre se dépose le premier, par refroidissement, sous forme de cristaux, pendant que le sel marin reste en dissolution en cristallisant le dernier, il est facile de séparer ces deux sels l'un de l'autre. Il est évident que ce moyen de séparation est en même temps un moyen de purification; car séparer un corps de l'autre, c'est les obtenir tous deux à l'état de pureté. Dans certains cas, la forme cristalline est un des meilleurs moyens de distinguer entre eux des sels ayant à peu près les mêmes propriétés et les mêmes usages. Exemple; le sulfate de potasse et le sulfate de soude; l'azotate de potasse et l'azotate de soude. Il suffit de verser sur une lame de couteau une goutte de la dissolution saline saturée, pour voir, au bout de quelques instants, les cristaux qui caractérisent chacun de ces sels se déposer à mesure que l'eau s'évapore. Il est inutile de rappeler quelles ressources offre la cristallisation au minéralogiste, bien qu'il arrive qu'un seul et même corps puisse quelquefois revêtir des formes cristallines différentes (corps dimorphes ou polymorphes).

On connaît six systèmes cristallins auxquels tous les cristaux observés peuvent être rapportés. Dans chacun de ces systèmes il y a une série de formes que l'on peut rencontrer libres ou combinées les unes avec les autres;

mais jamais celles d'un système ne se combinent avec celles d'un autre. Les parties que les cristaux présentent à l'observation sont des faces, des arêtes, des angles et des axes. Les arêtes, les faces et les angles peuvent varier de nombre et de position; mais les axes sont invariables. Chaque système cristallin reçoit son nom des formes principales qui lui appartiennent; mais comme ces formes ne sont pas toujours appréciables, il y a quelque importance à fonder la nomenclature de ces systèmes sur la relation de leurs axes. En rejetant tout ce qui est étranger aux relations géométriques, les cristaux peuvent se disposer en trois groupes principaux, selon qu'ils possèdent des axes d'un seul ordre, ou de deux ordres ou de trois ordres différents. Les deux derniers groupes peuvent se subdiviser eux-mêmes, selon le nombre des axes identiques, ou selon leur relation de position. Ces distinctions conduisent à établir six systèmes *géométriques* auxquels on peut donner les noms suivants, la première particule numérique étant relative à la nature des axes, et la seconde l'étant à leur nombre :

Cristaux dont les axes de même nature sont tous égaux, ou cristaux à une seule sorte d'axes principaux.	} Monoaxiques. Isoaxiques.
Cristaux à deux sortes d'axes principaux.	
Cristaux à trois sortes d'axes principaux.	} Diaxiques. Triaxiques.
	} Didiaxiques Ditriaxiques. Trihortaxiques. Trihorthortaxiq. Triclinaxiques.

(Voyez BAUDRIMONT, *Traité de chimie générale*, tome II, page 12.)

DaVillon, vers le commencement du dix-septième siècle, parle le premier de la cristallographie sous un point de vue scientifique. L'auteur étend le principe de la cristallisation non-seulement aux sels et à des substances minérales, mais encore aux alvéoles des ruches et à certaines parties des végétaux, telles que les feuilles et les pétales des fleurs. Il ramène toutes les formes cristallines à cinq figures géométriques, qui sont le cube, l'hexagone, le pentagone, l'octaèdre et le rhomboèdre. Un sujet aussi intéressant et nouveau devait naturellement ramener un esprit, d'ailleurs assez spéculatif, aux doctrines anciennes de Pythagore et de Platon, suivant lesquelles toute l'harmonie de la création repose sur les nombres et les figures géométriques (Voyez HOFER, *Histoire de la chimie*, tom. II, pag. 245).

CROCOXIQUE (Acide). Corps cristallin, jaune, décoloré par M. L. Gmelin. Il se produit en dissolvant dans l'eau la matière rougeâtre qui se forme par l'action du gaz oxyde de carbone sur le potassium. En décomposant le sel de potasse par l'acide hydrofluosilicique, on obtient l'acide en question. Cet acide forme avec les bases des sels bien cristallisables

(*croconates*). Composition de l'acide croconique anhydre : $C^3 O^3$.

CROTONINE. Principe cristallin, non volatil, obtenu par *Brandes*, en faisant bouillir l'huile de croton tiglium par l'eau et de la magnésie.

CROTONIQUE (Acide). Synonyme : *Acide jatrophiqne*. Acide saponifiable, découvert par *Pelletier* et *Caventou* dans l'huile grasse des graines du *croton tiglium*. La formule n'en a pas été déterminée.

CROWN GLASS. Nom que l'on donne en Angleterre au verre commun, appelé *verre à couronne*. On le tourne en plateaux ronds, par le moyen de la force centrifuge que produit le mouvement circulaire. Le crown-glass, combiné avec le *flint glass*, fut employé avec succès, en 1739, par *Dollond*, pour la construction des lunettes achromatiques. Il remédia ainsi à la dispersion des rayons colorés qui se forment au foyer des lunettes ordinares.

CUBÉBIX. Corps blanc, cristallin, insipide et inodore, obtenu par *MM. Soubeiran* et *Capitaine* en épuisant par l'alcool la pulpe du *piper cubeba*. Il est coloré en rouge par l'acide sulfurique. Sa formule probable est : $C^{34} H^{17} O^2$.

CUIVRE. Le cuivre est d'un beau rouge éclatant, cristallisable en cubes par la *voie humide*, et en rhomboïdes par la *voie sèche*. Le titane présente seul une couleur analogue à celle du cuivre. Le cuivre est doué d'une saveur et d'une odeur particulières, qui deviennent sensibles par le frottement. Sa densité est 8,356. Il est très-ductible et malléable. Après le fer, c'est le plus tenace de tous les métaux : un fil de 2 millimètres ne se rompt que sous un poids de 137,4 kilogrammes. Pur, il est très-peu sonore ; allié avec l'étain, il acquiert une grande sonorité. C'est dans cet état qu'on l'emploie dans la fabrication des instruments à cordes, tels que pianos, harpes, etc. Il est assez mou, comparé au fer ; il est cependant plus dur que l'or et l'argent. Un peu plus fusible que l'argent, il fond environ à 300° (27° Wedg.) En se refroidissant, il rochit quelquefois comme l'argent, ce qui tient peut-être, comme pour ce dernier métal, à l'absorption de l'oxygène en proportions indéfinies, à une température élevée. Il communique à la flamme une belle couleur verte, ce qui ne veut pas dire que le cuivre soit bien volatil ; car, maintenu longtemps à la température d'un four à porcelaine, il n'a perdu (dans une expérience faite à Sevres par *M. Berthier*) que $\frac{1}{200}$ de son poids. Le cuivre est donc très-peu volatil.

Le cuivre se conserve indéfiniment à l'air sec. A l'air humide, il se recouvre d'une couche verte (carbonate de cuivre hydraté) appelée *vert de gris*. Par l'effet du simple grillage, il se recouvre d'une pellicule grise (protoxyde) qui se détache par le choc (battitures), ou lorsqu'on plonge le cuivre dans l'eau (par l'effet de l'inégalité de dilatation des couches

internes et des couches externes). Le cuivre, comme le mercure, dissout, pendant la fusion, une partie de son protoxyde, ce qui fait qu'il s'établit dans l'intérieur du lingot des points de solution de continuité, qui rendent le métal cassant. Aussi le cuivre du commerce est-il généralement cassant. Pour lui rendre ses qualités premières, on le fait fondre avec du charbon, afin de réduire l'oxyde ; mais un autre inconvénient se présente : le cuivre se carbure, et le carbone, tout comme l'oxyde, forme dans l'intérieur du métal des solutions de continuité. D'après cela, il est facile de concevoir combien le cuivre pur doit être difficile à préparer. Le cuivre ne décompose l'eau à aucune température, pas même sous l'influence des acides. L'acide sulfurique étendu d'eau est sans action sur le cuivre ; concentré, il l'attaque à chaud ; il se dégage de l'acide sulfureux, et il se produit du sulfate de cuivre. Du reste, l'acide sulfurique concentré et bouillant attaque non-seulement le cuivre, mais à peu près tous les métaux. L'acide azotique jaune (très-concentré) n'attaque point le cuivre. En y ajoutant de l'eau, l'action a lieu aussitôt tumultueusement : il se dégage des vapeurs rutilantes (gaz nitreux), si l'on opère au contact de l'air, et des vapeurs incolores (bioxyde d'azote), si l'on opère à l'abri du contact de l'air. Lorsque l'action est très-vive, on recueille un mélange de protoxyde et de bioxyde d'azote ; si l'action est, au contraire, lente, on n'obtient que du bioxyde d'azote. *M. Millon* a montré que c'est à la présence de quelques traces de gaz nitreux que l'acide nitrique doit sa propriété d'attaquer les métaux. L'eau régale dissout le cuivre rapidement (formation d'un chlorure). L'acide chlorhydrique n'attaque le cuivre qu'à l'état d'extrême division, et tel qu'on l'obtient en le précipitant de ses dissolutions au moyen d'une lame de fer. Les huiles grasses, à cause des acides qu'elles contiennent, oxydent le cuivre au contact de l'air comme les acides végétaux. La plupart des composés de cuivre sont vénéreux. Il s'allie avec tous les métaux, excepté avec le fer et le plomb.

Le cuivre se rencontre, dans la nature, quelquefois à l'état natif, mais le plus souvent à l'état de sulfure, d'arséniure et de carbonate. Ces minerais existent dans les terrains anciens et dans les terrains secondaires, et particulièrement dans le grès rouge. On trouve encore le cuivre dans les cendres de quelques végétaux, dans le thé (ce qui tient probablement à la préparation de cette plante), dans le quinquina, dans la garance, dans le café, et en général dans les plantes de la famille des rubiacées. La gelée de veau, de mouton (gélatine) en contient des quantités assez notables. Pour en constater la présence dans le sang, il faut opérer sur une quantité très-considérable de ce liquide. Enfin on rencontre le cuivre (oxyde) mêlé d'oxyde de

zinc, dans certaines eaux minérales qui parcourent des terrains volcaniques.

On emploie généralement la pyrite cuivreuse (sulfure de fer et de cuivre) pour extraire le cuivre. Voici comment on procède : On grille d'abord la pyrite, afin d'en expulser la plus grande quantité possible de soufre. Puis on chauffe la matière grillée avec du charbon et un fondant siliceux. Le produit de cette opération (*matte*) est du cuivre souillé d'une certaine quantité de sulfure : presque tout le fer a passé dans les scories. Ce produit est de nouveau grillé à différentes reprises, et, après chaque grillage, on le calcine avec du charbon et du quartz. Le soufre et tous les métaux étrangers finissent par être entraînés dans les scories. Le produit obtenu après plusieurs grillages répétés s'appelle *cuivre noir* ; il renferme environ 10,90 de cuivre. On l'affine en le fondant dans un fourneau découvert, dont le sol est tapissé d'une brasse de charbon et d'argile. De forts soufflets amènent continuellement l'oxygène de l'air sur la surface du métal, pour entraîner les substances étrangères susceptibles de s'oxyder. On fait ensuite couler le cuivre dans des bassins chauds, où on l'arrose avec de l'eau froide. A mesure que le métal se refroidit, on l'enlève sous forme de plaques. Le cuivre porte alors le nom de *roselte*. Il renferme une quantité notable de protoxyde que le cuivre a absorbé pendant sa fusion. Comme il est cassant et peu propre au travail, on le fait fondre de nouveau ; enfin on le réduit en lames, sous le marteau ou sous un grand cylindre de fer. Les minerais antimonifères, argentifères, plombifères, exigent des opérations plus compliquées pour en retirer le cuivre à l'état de pureté. Formule du cuivre : $Cu = 393,60$.

Le cuivre est peut-être le métal le plus anciennement connu. Le $\gamma\lambda\lambda\acute{o}\varsigma$ dont parle Homère, et avec lequel Vulcain fabriquait, d'après la mythologie, les armes des dieux et des héros, était probablement du cuivre, sinon métallique, du moins allié à un certain métal (l'étain) dont les Phéniciens faisaient depuis longtemps un commerce considérable. Suivant Pline, l'usage de l'ars (cuivre pur ou allié) remonte à la fondation de Rome. Le $\sigma\acute{\iota}\delta\eta\rho\omicron\varsigma$ des Grecs, que les traducteurs rendent par *fer*, n'était le plus souvent qu'un alliage de cuivre. Au moyen âge, le cuivre a joué un grand rôle dans la recherche de la pierre philosophale des alchimistes, c'est-à-dire dans la transformation des métaux *vils* en métaux *nobles*. Le cuivre était autrefois désigné par le symbole de la planète *Vénus* ♀.

Composés oxygénés. Il existe trois degrés d'oxydation du cuivre, dans lesquels les proportions d'oxygène sont comme les nombres 1, 2, 4. 1^o Le *protoxyde* (*oxydute*), d'un rouge de foie pulvérulent. A l'état d'hydrate, il est de couleur orange ; chauffé à l'air, il se change en bioxyde. Il est facile à réduire. Les acides

faibles le convertissent en cuivre métallique et en bioxyde, qui se dissout dans la plupart des acides. L'acide muriatique le dissout complètement ; au moyen d'un alcali on précipite de cette dissolution le protoxyde de cuivre hydraté. Fondu avec le borax, il donne un verre rouge. C'est une base faible. Le protoxyde de cuivre est un véritable sous-oxyde, dont la formule est $Cu^2 O$ (CuO de quelques chimistes). On l'obtient soit en calcinant un mélange de bioxyde et de cuivre métallique, soit en calcinant du chlorure de cuivre avec du carbonate de soude, et en lavant la masse avec de l'eau qui dissout tout, excepté le protoxyde de cuivre. C'est ce même oxyde qui se forme quelquefois sur les statues ou médailles de bronze qui sont restées longtemps enfouies sous terre. Ainsi formé, il présente quelquefois de beaux cristaux rouges reconvertis d'une couche de vert-de-gris. La couleur brunâtre du cuivre conservé longtemps est due à la présence d'une légère couche de cet oxyde. On peut produire cette couche artificiellement, en frottant une lame de cuivre avec du peroxyde de fer humecté d'eau, et en l'exposant à une douce chaleur. 2^o *Bioxyde*, (*deutoxyde*, *oxyde*). *Anhydre*, il est d'un gris foncé ; *hydraté*, il est d'un beau bleu. Il est éminemment stable. Les matières organiques le réduisent facilement, à l'aide de la chaleur. Il est soluble dans l'ammoniaque, qui le colore en bleu céleste. A l'état d'hydrate, il absorbe promptement l'acide carbonique de l'air et devient vert ; mêlé avec de l'argile, de la colle forte, de la silice, etc., il conserve sa couleur bleue. La potasse caustique, en lui enlevant son eau, lui enlève sa couleur bleue. Il perd de l'eau déjà à la température de l'ébullition. Fondu avec le borax, il donne des verres bleus ou verts. Les verres bleus qu'on remarque dans la peinture ancienne contiennent de l'oxyde de cuivre. Le bioxyde de cuivre est une forte base, et forme les sels de cuivre proprement dits. Le bioxyde de cuivre peut être considéré comme un *protoxyde*, isomorphe avec le protoxyde de zinc ($Zn O$), avec le protoxyde de fer ($Fe O$) etc. Sa formule est $Cu O = Cu O^2$ de quelques chimistes.

On l'obtient pur en calcinant l'azotate de cuivre. On le prépare également en chauffant de la plannure de cuivre au contact de l'air. Ce procédé est mauvais : il ne donne qu'un mélange de protoxyde et de peroxyde. Le bioxyde de cuivre est employé, préférentiellement à d'autres oxydes métalliques, dans l'analyse des matières organiques, pour doser l'hydrogène à l'état d'eau et le carbone à l'état d'acide carbonique. — 3^o *Peroxyde* (*quadrôxyde*). Cet oxyde a été obtenu par M. Thenard, en traitant par l'eau oxygénée du cuivre très-divisé. Il est d'un jaune olivâtre et très-peu stable. Le contact d'un acide le décompose en oxygène et en oxyde de cuivre. Le peroxyde de cuivre peut être regardé comme un bioxyde. Sa formule est : $Cu O^2$ ($Cu O^4$) de quel-

ques chimistes). Il ne joue ni le rôle de base, ni celui d'acide.

Composés sulfurés. Il existe deux degrés de sulfuration correspondant aux deux oxydes stables de cuivre. 1° *Protosulfure*. Il est d'un gris noirâtre, fusible et indecomposable par la chaleur. Brûlé au contact de l'air, il dégage de l'acide sulfureux et donne du bioxyde mêlé de beaucoup de sulfate, si la température n'est pas élevée. A une température élevée, il donne du peroxyde pur. L'hydrogène ne le réduit pas, et le charbon lui-même ne le réduit qu'à une température très-élevée. Il se combine avec beaucoup d'autres sulfures métalliques, tels que le sulfure de fer, de plomb, d'étain, d'antimoine, d'arsenic, etc. Ces composés sont de véritables *sulfosels*, et pour la plupart se rencontrent cristallisés dans la nature (pyrites). Formule: Cu S , analogue au protoxyde (sous-oxyde). On le prépare directement en chauffant le cuivre avec du soufre. Peu importe que le soufre soit en excès; car, par la voie sèche, il ne se forme jamais qu'un protosulfure, 1 équiv. de cuivre ne prend jamais qu'un $\frac{1}{2}$ éq. de soufre; l'excès de soufre se vaporise, et l'action est accompagnée d'une vive lumière. 2° *Bisulfure* (*deutosulfure*). Il est pulvérulent, noir, et insoluble dans les sulfures alcalins. Il se convertit par la chaleur en protosulfure, en dégageant la moitié de son soufre. Formule: Cu S_2 , analogue au bioxyde (protoxyde). On l'obtient par voie humide, en précipitant un sel de cuivre par l'hydrogène sulfuré. Pendant qu'on le lave sur le filtre, il se produit une certaine quantité de sulfate; car ce sulfure très-divisé et humide se sulfatise rapidement au contact de l'air. Pour prévenir cet inconvénient, il faut laver le sulfure avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurhydrique. Le *sélénium* forme, avec le cuivre, des composés analogues à ceux que donne le soufre. Il existe un *protosélénure* d'un gris d'acier, fusible au-dessus de la chaleur rouge, et un *deutosélénure* noir, qui prend un éclat métallique par le frottement. La chaleur en dégage la moitié du sélénium.

Composés chlorés. Il existe des chlorures correspondant aux deux sulfures. 1° *Protochlorure*. Il est d'un blanc sale, demi-transparent, fusible au-dessus de la chaleur rouge, et presque insoluble dans l'eau. Il se dissout dans l'acide chlorhydrique; cette dissolution est un désoxydant presque aussi énergique que le protochlorure d'étain. Chauffé, il devient brun; exposé à l'air, il se colore en vert. Formule: $\text{Cu}^2 \text{Cl}$ ou $\text{Cu}^2 \text{Cl}_2$. On l'obtient, soit en traitant le cuivre métallique très-divisé par l'acide chlorhydrique bouillant, soit en faisant passer du chlore gazeux sur du cuivre chauffé au rouge. Le protochlorure donne dans l'eau un précipité blanc, pulvérulent. Ce précipité est un *oxychlorure* de cuivre, composé de trois éq. de métal, de 1 éq. de chlore et de 1 éq. d'oxygène; l'oxygène étant ici complémentaire du chlore qui se sépare. Cet oxychlo-

ure, qui se colore en vert, à l'air était autrefois employé en peinture, sous le nom de *vert de Brunswick*. Ce qu'on vend aujourd'hui sous ce nom est du carbonate impur. 1° *Bichlorure* (*deutochlorure*). Il est anhydre, d'un brun jaunâtre. Par l'action de la chaleur, il perd la moitié de son chlore pour se transformer en protochlorure. Sa dissolution aqueuse est verte quand elle est concentrée, et blanche lorsqu'elle est étendue. Il cristallise en prismes allongés hydratés. Formule: Cu Cl ou $\text{Cu}^2 \text{Cl}_2$. On l'obtient en traitant l'oxyde de cuivre par de l'acide chlorhydrique. — Le *brôme*, l'*iode* et le *fluor* forment avec le cuivre des composés analogues à ceux que donnent le chlore. Le *protobromure* et le *protoiodure* sont insolubles, et se décomposent dans l'eau comme le protochlorure. Le *deutobromure* et le *deuto-iodure* se convertissent, par la chaleur, en protobromure et en protoiodure, absolument comme le deutochlorure. Le *phosphore* rend le cuivre dur. On connaît environ trois *phosphures* de cuivre, dont la composition n'a pas été suffisamment déterminée. On les obtient, pour la plupart, à l'aide de la chaleur, par l'action directe du phosphore sur le cuivre. L'arsenic se combine, comme le phosphore, en plusieurs proportions avec le cuivre. Les *arséniures* de cuivre se combinent avec les arséniures et les sulfures des autres métaux. La plupart de ces combinaisons existent dans la nature.

Sels de bioxyde de cuivre (Cu O , A). Ce sont les sels de cuivre par excellence. Ils sont colorés en bleu ou en vert. A l'état anhydre, ils sont d'un bleu sale. Leur saveur est astringente, styptique, extrêmement désagréable, et persiste longtemps dans la bouche. Ces sels sont tous vénéneux. Ils ont une réaction légèrement acide. Partout où le cuivre se trouve en contact avec des acides végétaux ou minéraux, faibles ou puissants, il peut y avoir formation d'un sel de cuivre vénéneux. Caractères de ces sels :

1° La potasse ou la soude produisent, dans les sels de cuivre, un précipité blanc verdâtre, qui est un sous-sel, si l'alcali n'est pas employé en excès. Ce précipité devient brun par l'ébullition.

2° L'ammoniaque en petite quantité produit le même précipité; mais un excès d'ammoniaque le dissout (sel double), et cette dissolution est d'un beau *bleu céleste*, et douée d'une grande puissance tinctoriale: il suffit d'une très-petite quantité pour colorer une énorme quantité d'eau. Le nickel se comporte, sous ce rapport, comme le cuivre; mais le *bleu céleste* du nickel a une légère teinte purpurine.

3° L'acide sulfurhydrique précipite les sels de cuivre en brun marron. Le précipité est complet, lors même que le sel est acide: c'est ce qui permet de séparer les sels de cuivre des sels de fer et des sels de zinc.

4° Le cyanoferrure de potassium les précipite en brun foncé.

8° Le fer, le zinc et le cadmium précipitent le cuivre de ses dissolutions. Le zinc le précipite sous forme de poudre noire qui ne prend l'éclat et la couleur du cuivre que par le frottement ; tandis que le fer précipite le cuivre avec sa couleur ordinaire. Le précipité par le fer est complet, si la dissolution cuivreuse est un sulfate ou un chlorure ; le précipité est, au contraire, incomplet, si la dissolution est un azotate de cuivre ; car alors le cuivre qui se dépose s'oxyde en partie et donne un résultat inexact.

6° Fondus au chalumeau avec le borax, les sels de cuivre donnent un verre vert à la flamme extérieure, et rouge à la flamme intérieure. Voici quelques uns de ces sels :

Sulfate. (*Vitriol bleu* ; *Couperose bleue* ; *vitriol de Chypre.*) Il cristallise en parallélipèdes à base oblique, contenant 3 équivalents d'eau. Tant qu'il contient de l'eau, il est coloré en bleu. Déshydraté par l'effet de la calcination, il est blanc, et se colore aussitôt en bleu par l'addition de l'eau. Exposé à l'air, il s'effleurit en perdant une partie de son eau de cristallisation. A une température élevée, il se décompose en acide sulfureux et en oxygène qui se dégagent (2 volumes d'acide sulfureux pour 1 vol. d'oxygène), et en bioxyde de cuivre qui reste. Le sulfate de cuivre du commerce contient presque toujours du sulfate de fer ; or, ce sulfate ferrugineux ne peut être employé en teinture sur papier, car il donne une couleur moins belle et peu stable : elle s'altère et tire sur le jaune d'ocre. Il y a donc grand intérêt à séparer le fer du cuivre. Or, le protoxyde de cuivre étant isomorphe avec le protoxyde de fer, il est impossible de les séparer dans cet état l'un de l'autre ; et le protoxyde de fer est une base qui neutralise les acides aussi bien que le fait le protoxyde de cuivre ; donc l'un ne peut pas chasser l'autre. Il en est de même pour l'oxyde de zinc. Mais le fer peut se suroxyder ; et comme à l'état de peroxyde ($Fe^2 O^3$) il cesse d'être isomorphe avec l'oxyde de cuivre, et qu'il neutralise alors beaucoup moins bien les acides, il est facile de séparer le fer du cuivre par la suroxydation. Formule : $Cu O, S^3 O, + 3 HO = 1$ équiv. de sulfate de cuivre cristallisé.

On le prépare en traitant le cuivre métallique par l'acide sulfurique bouillant. Lorsqu'on mouille une lame de cuivre avec l'acide sulfurique étendu d'eau, on détermine une prompt absorption de l'oxygène ; le cuivre s'oxyde et se sulfatise. Ce moyen peut être employé dans les arts. Ce qui est vrai ici pour le cuivre est vrai pour tous les métaux, excepté les métaux nobles ; car toutes les fois qu'un métal est mouillé par un acide étendu d'eau, il absorbe l'oxygène de l'air, et se transforme en un sous-sel ou en un sel neutre.

Dans les arts, on prépare le sulfate de cuivre en chauffant le métal avec du soufre, et en

arrosant avec de l'eau, au contact de l'air, le sulfure qui en résulte. Dans ces circonstances, tout le sulfure finit par se changer en sulfate qu'on enlève par le lavage. On évapore la dissolution (*eau de vitriol*) et le sel, se dépose sous forme de cristaux bleus. Lorsque l'eau de vitriol contient une trop grande quantité de fer, on ne l'emploie que pour en extraire le *cuivre de cémentation*. A cet effet, on y plonge des barres de fer sur lesquelles le cuivre ne tarde pas à se déposer dans un état de pureté parfait. C'est ainsi qu'on obtient, en Suède et en Hongrie, le *cuivre de cémentation*. Le sulfate de cuivre est employé dans la teinture sur papier. On s'en sert quelquefois en médecine dans le traitement de l'épilepsie, de la chorée, etc. Il suffit d'une quantité minime de sulfate de zinc ou de cuivre pour rendre à la farine avariée des propriétés que les boulangers recherchent dans la panification. En décomposant incomplètement le sulfate de cuivre par la potasse, il se forme un *sous-sel vert*, pulvérulent (*sulfate de cuivre tribasique*). Ce sulfate se rencontre dans la nature (au Mexique).

Carbonates. (*Vert-de-gris*). Lorsqu'on verse dans un sel cuivre soluble un carbonate alcalin neutre, on obtient un précipité de *sous-carbonate de cuivre*. Dans cette action il se dégage un peu d'acide carbonique, le précipité diminue peu à peu de volume, ses molécules s'agrègent en passant du bleu au vert. Ce sous-carbonate se compose de 2 équiv. de bioxyde de cuivre, de 1 équival. d'acide carbonique et de 1 équiv. d'eau. C'est donc un *carbonate bibasique*. C'est le seul carbonate de cuivre que nous puissions préparer dans nos laboratoires. En admettant que 1 équival. d'eau remplace 1 équiv. d'acide carbonique, on peut considérer ce carbonate comme formé de 1 équiv. de carbonate neutre et de 1 équiv. d'hydrate d'oxyde de cuivre ($Cu O, CO^2 + Cu O, HO$). Cette combinaison existe dans la nature sous le nom de *vauclinite*. Ce sel devient noir par l'ébullition ; il se sépare un peu d'oxyde brun de cuivre. Il existe dans la nature une autre variété de carbonate basique de cuivre qui se compose de 3 équiv. d'oxyde, de 2 équiv. d'acide et de 1 équiv. d'eau ; c'est lui qui colore les *rendres bleues* et les produits fossiles appelés *turquoises*. Les *rendres bleues*, (employées dans la teinture du papier) sont fabriquées depuis longtemps en Angleterre. Ces rendres contiennent une certaine quantité de sulfate de chaux.

Azotate. Il cristallise en prismes quadrangulaires, hydratés et déliquescents. A la chaleur, il se concentre, et devient d'un beau vert (*sous-azotate*). A une chaleur plus élevée, il se convertit en bioxyde de cuivre brun,

Phosphate. Obtenu par voie de double décomposition, il est d'un vert bleuâtre. Par la calcination, il perd de l'eau, sans changer de couleur. Il est très-peu soluble dans l'eau, et soluble dans un excès d'acide. Sa compo-

sition est $3 \text{ Cu O}, \text{Ph}^2 \text{ O}^5$; c'est donc un *sesqui-phosphate*. Il y a plusieurs variétés de phosphates qui existent dans la nature.

L'*arséniate* de cuivre est analogue au phosphate.

Arsénite. On l'obtient par voie de double décomposition, en précipitant un sel de cuivre par l'arsénite de potasse. Il est d'un beau vert pré, connu sous le nom de *vert de Scheele*. Le mode de préparation et la température ont quelque influence sur sa coloration. Il est fréquemment employé en peinture. Quant à l'*acetate de cuivre*, voyez ACÉTATES.

Sels de protoxyde de cuivre. Ces sels sont peu connus, incristallisables, à proportions généralement mal définies, de sorte qu'on en peut, jusqu'à certain point, nier l'existence. Ils sont tous insolubles, ou du moins très-peu solubles dans l'eau. Ils sont solubles dans l'ammoniaque et dans l'acide chlorhydrique. Ils sont différemment colorés et peu stables. Caractères de ces sels :

1° La potasse ou la soude y forment un précipité couleur de foie, insoluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque donne le même précipité, qui se dissout dans un excès de précipitant. La dissolution n'est point colorée et reste longtemps sans se colorer, si l'on évite le contact de l'air. Au contact de l'air, la dissolution se colore peu à peu, et finit par se changer en bleu céleste.

Sulfite. Anhydre, il est blanc; hydraté, il est d'un beau rouge, insoluble dans l'eau. Lorsqu'on traite du bioxyde de cuivre par l'acide sulfurique, on obtient du sulfate de cuivre soluble et du sulfite qui reste insoluble au fond de la dissolution, sous forme d'une belle matière rouge. Dans cette action, une portion de l'acide sulfureux devient acide sulfurique en ramenant une partie de bioxyde de cuivre à l'état de protoxyde, lequel protoxyde produit, avec la portion d'acide sulfureux qui ne s'est pas suroxydée, un sulfite de protoxyde de cuivre insoluble.

Le protoxyde traité par l'acide sulfurique ne donne que du sulfate de bioxyde et du cuivre métallique.

CUIVRE (*Alliages*). Le cuivre forme avec les autres métaux, et notamment avec le zinc et l'étain, les alliages les plus importants du commerce. Le zinc peut s'allier avec le cuivre en proportions indéfinies. En faisant fondre ensemble directement $\frac{2}{5}$ de cuivre et $\frac{1}{5}$ de zinc, on obtient le *laiton*. Mais comme ce laiton n'est pas encore assez sec et qu'il graisse la lime, il faut y ajouter $\frac{1}{100}$ environ de plomb (*alliage de Stolberg*). On préparait anciennement cet alliage en faisant fondre ensemble un mélange de cuivre, de cadmie et de charbon. Le *laiton* a une belle couleur jaune d'or; il est parfaitement ductile, et se laisse bien travailler à la température ordinaire. Mais à la chaleur rouge il devient cassant, et

ne se laisse plus travailler. Le laiton avec lequel on fabrique des chaudrons, des marmittes et d'autres ustensiles, se compose de 70 p. de cuivre et de 50 p. de zinc. L'alliage appelé *Chrysocale* (de χρυσός, or, et κάλος, beau) imite la couleur de l'or. Il se fait avec 80 p. de cuivre, 7,5 p. de zinc, 1 p. de plomb. L'*alliage de Keller* s'obtient avec 91 p. de cuivre, 3 à 6 p. de zinc, 1, 2 p. d'étain, et 0,01 p. de plomb. Les statues de Versailles sont faites avec cet alliage. Allié avec l'étain, le cuivre donne le *bronze*, le métal des canons et des cloches. L'étain rend le cuivre dur, et lui fait perdre sa couleur. Avec 50 p. de cuivre et 14 p. d'étain on obtient un alliage employé dans la fabrication des miroirs réflecteurs. Le métal des cloches se compose de 80 p. de cuivre et de 20 p. d'étain. Cet alliage, fondu à une chaleur peu élevée, laisse couler l'étain, et donne pour résidu une carcasse de cuivre. Quand on le fait fondre dans un four, l'étain se sépare en partie à l'état d'oxyde, et on obtient un alliage plus riche en cuivre, et propre à la fabrication des canons. Pendant la révolution française, on préparait le métal des canons en faisant fondre à l'air libre le métal des cloches. Le métal des cloches est cassant; mais il possède une propriété remarquable, que les Chinois connaissent depuis longtemps : cet alliage, rougi et subitement refroidi (en le trempant dans l'eau contenant des sels), au lieu de se durcir, devient très-malléable et ductile; de manière qu'on peut le travailler avec la plus grande facilité. Ce même alliage (métal des cloches), ainsi trempé, devient très-sonore lorsqu'on le recuit dans un four et qu'on le refroidit lentement. C'est probablement dans cet état que les Chinois et les Turcs emploient pour en faire des cymbales, des tambours, etc., qu'on fabrique aujourd'hui dans tous les pays de l'Europe.

La trempe des alliages de cuivre et d'étain était connue des anciens Grecs et Romains. La plupart des instruments que nous fabriquons aujourd'hui avec le fer et l'acier, les anciens les fabriquaient avec le bronze, ou avec des alliages de cuivre et de zinc.

Le cuivre existe comme alliage dans l'or et l'argent des bijoutiers, ainsi que dans l'or et l'argent monnayés (Voy. MONNAIES). Il forme avec le platine un alliage qui imite la couleur, la densité et jusqu'à un certain point l'inoxidabilité de l'or.

CUMÈNE. Hydrure de carbone, analogue au benzol. Obtenu par MM. Gerhardt et Cahours, en distillant l'acide cuminique avec un excès de baryte caustique.

CUMINIQUE (Acide). Acide découvert par MM. Gerhardt et Cahours. Il s'obtient par l'action des substances oxygénantes sur l'essence de cumin (*cuminum cyminum*). Il cristallise en tables prismatiques, très-blanches. Son odeur rappelle celle des punaises. Il fond à 92°, et peut être distillé sans altération. Les sels (*cuminates*) sont en général bien cristal-

lisables. Formule de l'acide euminique : $C^{20} H^{11} O^3 + HO$.

CUMINOL. Huile jaunâtre, d'une odeur de cumin très-forte, d'une saveur brûlante. Elle bout à 223° ; sa densité est 0,969 à 14° . Une solution bouillante de potasse caustique change le cuminol en acide euminique. Pour obtenir le cuminol, on maintient l'essence de cumin (*cuminum cyminum*) dans un bain d'huile à 200° . Le résidu, distillé dans un courant d'acide carbonique, donne le cuminol parfaitement pur. MM. Gerhardt et Cahours assignent au cuminol la formule : $C^{20} H^{12} O^2$.

CURABINE. Matière amorphe, jaunâtre, décolorée par MM. Boussingault et Rontin dans le curari, espèce d'extrait végétal (d'un strychnée), dont les Indiens de l'Amérique méridionale se servent pour empoisonner leurs flèches. Insoluble dans l'éther, elle se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool. Sa saveur est très-amère. Sa formule n'a pas été déterminée.

CURCUMINE (Jaune de curcuma). Matière résinoïde, fusible, à 40° et très-peu soluble dans l'eau. On l'obtient en épuisant par l'alcool bouillant la racine sèche de *Curcuma longa*. Le curcuma est employé dans la teinture des laines et de la soie.

CUSPARINE. Principe cristallin trouvé par M. Saladin dans la vraie angusture (*cusparia febrifuga*). On l'obtient en épuisant l'écorce par l'alcool froid et absolu. La cusparine est insoluble dans l'éther. Composition inconnue.

CYANÉLIDE (Acide cyanurique insoluble). L'hydrate d'acide cyanique se change, au bout de quelque temps, en une masse compacte, blanche, semblable à de la porcelaine; c'est l'acide cyanurique insoluble. Il ne se dissout que dans les alcalis caustiques, en se décomposant en ammoniaque, en acides cyanique et cyanurique. Formule probable : $C^2 + NH$.

CYANATES. Voyez CYAN:QUE (Acide).

CYANHYDRIQUE (Acide). Synonymes : *Acide prussique; Acide hydrocyanique.* L'acide cyanhydrique est un liquide incolore, d'une saveur d'abord fraîche, puis brûlante comme celle des huiles essentielles. Son odeur est caractéristique; elle rappelle l'odeur du kirsch, des noyaux de cerises, des amandes amères pilées, ou des fleurs de pêcher. C'est que l'odeur de ces substances est elle-même due à la présence d'une certaine quantité d'acide cyanhydrique. Il bout à $26^{\circ},5$, dans une atmosphère de 27° ; aussi serait-il naturellement gazeux dans un climat très-chaud. On le conserve dans une atmosphère d'oxygène, afin de ralentir les effets d'une trop grande volatilité. Lorsqu'on met une goutte d'acide prussique sur un morceau de papier, on remarque qu'une partie se volatilise, tandis que l'autre se solidifie sous forme de petits cristaux. Sa densité, à 0° , est 0,776. La densité de sa vapeur est 0,9476 par l'expérience directe, et 0,9258, par le calcul. Il se congèle à $- 13^{\circ}$, sous forme

d'une masse fibreuse. Suivant Schulz, l'acide prussique ne se congèle à cette température qu'en vertu d'une petite quantité d'eau qu'il renferme; parfaitement anhydre, il est, selon lui, encore liquide à $- 49^{\circ}$. Il se mêle en toutes proportions avec l'eau, l'alcool et l'éther.

L'acide cyanhydrique rougit faiblement la teinture de tournesol; il a des propriétés acides peu prononcées. L'acide carbonique lui-même peut le chasser de ses combinaisons. Mis en contact avec le potassium et le sodium, l'acide cyanhydrique forme des cyanures, avec dégagement d'hydrogène; avec la potasse, la soude, etc., il forme également des cyanures, mais sans dégagement d'hydrogène. Le cyanure de potassium donne du bleu de Prusse, avec les sels de fer. L'acide prussique s'enflamme facilement et brûle avec une flamme blanche, en produisant de l'acide carbonique. Il est difficile de conserver cet acide longtemps sans qu'il s'altère. Le contact de la lumière et la présence de l'eau sont surtout propres à hâter l'altération profonde qu'il peut subir. Mais en évitant même toutes ces circonstances, il se décompose quelquefois dans l'espace de vingt-quatre heures. D'autres fois il se décompose deux à trois heures après sa préparation, sans qu'on en connaisse la véritable cause. Cette singulière tendance à la décomposition rend certainement plus rares les accidents et les cas d'empoisonnement auxquels l'acide prussique peut donner lieu. Les produits de sa décomposition ne sont point dangereux : ils consistent en ammoniaque, en acide formique (cyanhydrate et formiate d'ammoniaque), et en une matière brunâtre, insoluble. La présence d'un acide minéral (acide chlorhydrique) hâte puissamment la formation de l'acide formique et de l'ammoniaque, aux dépens de 1 éq. d'acide cyanhydrique et de 4 éq. d'eau. (Pelouze.)

$C^2 NH$ (1 équiv. d'acide cyanhydrique)

$H^3 O^3$ (4 éq. d'eau),

$C^2 NH^4 O^3 = NH^3$ (1 éq. d'ammoniaque)

$C^2 HO^3$ (1 éq. d'acide formique)

Il est à remarquer que le formiate d'ammoniaque, produit de l'altération de l'acide prussique à la température ordinaire, se décompose lui-même, à l'aide de la chaleur (180°), en acide prussique et en eau. L'action de l'acide prussique sur l'homme et sur les animaux est instantanée; il tue comme un coup de foudre, sans aucune lésion apparente de tissu. Il exerce une action délétère même sur les végétaux. L'ammoniaque, ou une dissolution chlorée, est son contre-poison.

L'acide cyanhydrique existe dans presque toutes les plantes de la grande famille des *rosacées*, telles que le pêcher, l'amandier, le cerisier, le prunier, le laurier-cerise etc. Il se trouve surtout dans l'eau distillée des feuilles et des fleurs des *rosacées amygdaloides*. D'ailleurs, il se produit dans une foule de circonstances : dans la distillation sèche de plusieurs

substances organiques azotées, dans celle du formiate d'ammoniaque, dans l'action des acides sur les cyanures alcalins, etc.

Les procédés qu'on a employés pour préparer l'acide prussique sont tous à fait analogues à ceux qu'on emploie pour préparer l'acide chlorhydrique, l'acide bromhydrique, etc. A cet effet, on traite un cyanure par un acide, tel que l'acide sulfurique, l'acide sulfhydrique, l'acide chlorhydrique. On choisit de préférence le cyanure de mercure et l'acide chlorhydrique concentré. Il se produit, par voie de double échange, du chlorure de mercure (protochlorure) et de l'acide cyanhydrique qui se dégage.

Pour enlever à cet acide l'eau et un peu d'acide chlorhydrique qu'il peut entraîner, on place dans le tube par lequel l'acide cyanhydrique se dégage, des fragments de marbre (pour retenir l'acide chlorhydrique), et du chlorure de calcium (pour enlever l'eau). On condense l'acide cyanhydrique dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant. Ce procédé, indiqué par M. Gay-Lussac, est de tous le meilleur.

Le procédé le moins coûteux consiste à brûler du sang, et à traiter le résidu de l'incinération par de l'acide sulfurique étendu. Par l'action de la chaleur, l'acide cyanhydrique passe à la distillation. Dans cet état, il est impur et contient beaucoup d'eau. En faisant digérer avec de l'eau des amandes amères, des feuilles de laurier-cerise, des noyaux de pêches, de cerises, de pruneaux, on obtient, par la distillation, des vapeurs d'acide cyanhydrique qui se dégagent les premières. Il faut arrêter la distillation à temps, afin que l'acide ne contienne pas une trop grande quantité d'eau.

Procédé de l'autwein : On distille, à une douce chaleur, 13 parties de cyanoferrure de potassium bien pulvérisé, avec un mélange de 9 parties d'acide sulfurique et 9 parties d'eau. On recueille le produit dans un récipient refroidi, contenant 3 parties de chlorure de calcium concassé. On arrête la distillation dès que le chlorure de calcium est couvert par le liquide passé dans le récipient. L'acide cyanhydrique ainsi obtenu est anhydre.

Pour brûler complètement (dans l'eudiomètre) 100 volumes de vapeurs d'acide cyanhydrique, il faut employer exactement 125 vol. d'oxygène.

100 vol. d'acide cyanhydrique
125 vol. d'oxygène

total 225 vol.

Après l'étincelle électrique = 150 (absorption d'oxygène par le carbone et l'hydrogène); après la potasse = 30 (100 vol. d'acide carbonique absorbé, représentant 100 vol. d'oxygène). Les 30 vol. qui restent sont de l'azote pur.

Enfin 25 vol. d'oxygène ont disparu à l'état d'eau, en absorbant 30 vol. d'hydrogène. Or, puisqu'il faut 200 vol. d'oxygène pour brûler exactement 100 vol. de cyanogène à l'état

d'acide carbonique, et qu'il ne faut, d'un côté que 100 vol. d'oxygène pour convertir 100 vol. d'acide cyanhydrique en acide carbonique, et que, d'un autre côté, 25 vol. d'oxygène disparaissent à l'état d'eau, il s'ensuit que 100 vol. d'acide cyanhydrique se composent de 30 de cyanogène et de 30 d'hydrogène; en d'autres termes, 1 vol. d'acide cyanhydrique se compose de 1/2 vol. de cyanogène et de 1/2 d'hydrogène. Le cyanogène s'unit donc à l'hydrogène, sans condensation, pour former de l'acide chlorhydrique. En faisant absorber 100 vol. d'acide chlorhydrique par du potassium, on obtient 30 vol. d'hydrogène. Il en est absolument de même pour l'acide cyanhydrique. L'équivalent de ce dernier est donc tout à fait semblable au premier.

1 éq. de cyanogène = 529,910
1 éq. d'hydrogène = 12,479

1 éq. d'acide cyanhydrique = 542,259 = C² NH = C⁴ N² H² (atomes) saturant 1 éq. de base.

L'acide prussique étendu d'eau est quelquefois employé en médecine. Il a été découvert par Scheele.

CYANQUE (Acide). Acide découvert par Woehler. Il se forme très-fréquemment par la décomposition des substances azotées à l'aide de la chaleur. On l'obtient par la distillation de l'acide cyanurique sec, ou en faisant passer un courant de cyanogène sur du carbonate de potasse chauffé au rouge. L'acide cyanique est un liquide transparent volatil; son odeur rappelle celle de l'acide formique très-concentré. Il produit sur la peau la sensation d'une forte brûlure. Il s'altère promptement, en se transformant en un corps blanc solide, la *cyanétide*, isomère avec l'acide cyanique. Dissous dans l'eau, il ne tarde pas à se décomposer en bicarbonate d'ammoniaque, par l'absorption de 2 équivalents d'eau. Sa composition est exprimée par la formule : C² NO + H₂O. Les *cyanates* traités par un acide aqueux dégagent une odeur pénétrante d'acide cyanique; et lorsqu'on ajoute de la chaux à la liqueur, il se produit une quantité considérable d'ammoniaque. Les *cyanates alcalins* sont seuls solubles. Le *cyanate d'ammoniaque*, obtenu par la combinaison directe de l'ammoniaque sèche et de la vapeur d'acide cyanique, est remarquable en ce qu'il constitue un produit artificiel de l'économie animale, l'*urée*, etc. M. Woehler a fait le premier cette importante découverte.

CYANOBENZILE. M. *Zinin* donne ce nom à un composé cristallin qu'il a obtenu en ajoutant, à une solution alcoolique de benzile, un tiers de son volume d'acide cyanhydrique très-concentré. Composition inconnue.

CYANOGENE (de *κυανός*, bleu, et *γενος*, je deviens). Le cyanogène est un gaz incolore, doué d'une saveur piquante et d'une odeur *sui generis*, aussi pénétrante que celle

de l'ammoniaque. Il se liquéfie sous une pression de $5 \frac{2}{3}$ atmosphères, et à la température de 32° . L'eau en dissout 4 fois son volume. L'alcool en dissout jusqu'à 50 fois son volume. Sa densité est 1,019.

Le cyanogène est un radical composé, fonctionnant exactement comme le chlore, l'iode, le brome. Il brûle avec une belle flamme pourpre, en donnant naissance à de l'azote et à de l'acide carbonique. Il est très-stable, et résiste à une température élevée. L'hydrogène sec n'exerce sur lui aucune action. Brûlé avec l'oxygène, il donne de l'acide carbonique et de l'azote. Mis en contact avec le fer chauffé au rouge, il cède son carbone au feu, et laisse dégager l'azote. En le chauffant légèrement avec une petite quantité de potassium dans un tube de verre, il se produit une incandescence notable, avec formation de cyanure de potassium.

La dissolution aqueuse de cyanogène se colore rapidement en brun à la lumière. Il se dépose une matière brune, analysée par MM. Pelouze et Richardson ($2 N^2 C^2 + 11O$), et la liqueur contient de l'acide cyanhydrique, de l'acide carbonique, de l'ammoniaque, de l'urée et de l'oxalate d'ammoniaque (Woehler).

Le cyanogène n'existe pas dans la nature à l'état de liberté. Presque toutes les substances organiques, contenant du carbone et de l'azote, peuvent, dans certains cas, donner naissance à du cyanogène.

On obtient le cyanogène à l'état de fluide élastique en chauffant du cyanure de mercure, parfaitement sec, dans une cornue en verre, absolument comme on obtient l'oxygène en chauffant le peroxyde rouge de mercure. Tout le mercure se sublime dans le col de la cornue; et il reste au fond de celle-ci un peu de matière carbonneuse azotée (*paracyanogène*).

On prépare le cyanogène en grand (fabriques de bleu de Prusse), en calcinant des substances animales, telles que le sang, les muscles, etc., avec de la potasse ou de la soude; mais alors le cyanogène s'obtient à l'état de cyanure.

En mettant dans l'endométré :

100 vol. de cyanogène
500 vol. d'oxygène.

total 400 volumes,

on a
après étincelle = 400 vol. (le volume ne changeant pas),
après potasse = 200 vol. (200 vol. d'acide carbonique absorbé, représentant 200 v. d'oxygène);
après phosphore = 100 vol. (100 vol. d'oxygène absorbé).

Les 100 volumes qui restent sont de l'azote pur.

Ainsi, 100 volumes (1 vol.) de cyanogène se composent de 200 volumes (2 vol.) de va-

peurs de carbone (puisque l'oxygène prend exactement son volume de vapeurs de carbone pour former de l'acide carbonique), et de 100 volumes (1 vol.) d'azote. De là la formule: $C^2 N = 1$ vol. de cyanogène. Or, l'équivalent du cyanogène, comme celui de l'hydrogène, représente deux volumes de gaz. Donc $C^2 N^2 = 2$ vol. de cyanogène = Cy (1 éq.)

D'après ces données, le poids de 1 volume de cyanogène est

0,4214

0,4214

0,9760

total 1,8188 = poids de 1 vol. cyanogène, on la densité de ce gaz.

L'équivalent du cyanogène est égal à la somme de deux équivalents de carbone (1 vol. de vapeurs de carbone) et de 1 équivalent d'azote (2 vol d'azote).

177,056 = N

76,457 } = C^2

76,457 }

529,950 = Cy ou $Cy^2 = 1$ éq. de cyanog.

Le cyanogène a été découvert par M. Gay-Lussac.

CYANURATES. Voyez **CYANURIQUE** (Acide).

CYANURES. Les cyanures sont analogues aux chlorures, bromures, iodures et fluorures.

Les cyanures alcalins et terreux sont solubles dans l'eau; les cyanures métalliques sont peu solubles.

Les cyanures alcalins ont tous une réaction fortement alcaline, et ils exhalent, à une température peu élevée, une odeur d'acide prussique. Ils sont, sous ce rapport, semblables aux sulfures alcalins. Comme ceux-ci, les cyanures se convertissent, à la longue, en carbonates, sous l'influence de l'acide carbonique de l'air.

À l'abri du contact de l'air et de l'humidité, les cyanures alcalins peuvent supporter une très-haute température sans se décomposer. Ils se transforment en formiates, lorsqu'on les fait bouillir avec un excès d'alcali.

Tous les cyanures se changent, par l'action de l'acide chlorhydrique, en chlorures et en acide formique; et par l'action de la potasse caustique, en, ammoniaque et en acide formique. Les cyanures des métaux dont les carbonates sont décomposables au-dessous de la chaleur rouge, donnent, par la calcination avec l'oxyde de cuivre, des volumes d'azote et d'acide carbonique, dans le rapport de 1 à 2.

Les cyanures de mercure et d'argent dégagent, par la chaleur, du cyanogène pur.

Formule générale: $MCy = MCy^2 = MN^2 C^2$. Tous les cyanures insolubles peuvent s'obtenir en traitant l'acétate d'un métal par l'acide cyanhydrique.

CYANURIQUE (Acide). Cet acide a été pour la première fois obtenu par Scheele dans la distillation de l'acide urique. Il se produit dans

beaucoup de circonstances : dans le traitement des cyanates solubles par des acides étendus, dans la décomposition de l'urée par la chaleur, dans celle du chlorure solide de cyanogène dans l'eau. Il a été bien examiné par *H. vœhler* et *Liebig*. L'acide cyanurique est plane, inodore et doué d'une faible saveur. Il se dissout dans 24 parties d'eau bouillante. Séché à 100°, il renferme 3 équivalents d'eau d'hydratation. Il cristallise tantôt en octaèdres, tantôt en prismes. Il se décompose, par la distillation sèche, en 3 éq. d'acide cyanique hydraté. Par une ébullition prolongée dans les acides minéraux, il se décompose en acide carbonique et en ammoniaque. Sa formule est $Cy^3 O^3 + 3 HO$. C'est un acide tribasique. Les *cyanurates* (dont les principaux sont ceux d'*ammoniaque*, d'*argent* et de *potasse*) ont pour formules générales : 1° $Cy^3 O^3 + \begin{cases} 2MO \\ HO \end{cases} = \text{cyanurates unibasiques}$; 2° $Cy^3 O^3 + \begin{cases} 2MO \\ HO \end{cases} = \text{cyanurates bibasiques}$; 3° $Cy^3 O^3 + 3MO = \text{cyanurates tribasiques}$.

CYANURIQUE (*Acide cyanurique insoluble*). Voyez CYAMÉLIDE.

CYCLE. (De $\kappa\acute{\upsilon}\kappa\lambda\omicron\varsigma$, cercle.) Révolution d'un certain nombre d'années, dont la période finit et recommence continuellement. Parmi ces cycles on remarque surtout le *Cycle lunaire*. C'est une période de 19 années solaires, à la fin desquelles les nouvelles et pleines lunes reviennent aux mêmes jours auxquels elles étaient arrivées 19 ans auparavant, mais à des heures différentes. *Meton*, astronome d'Athènes, découvrit cette période. La découverte fut trouvée si belle, qu'on écrivit en lettres d'or le nombre qui marquait ce cycle.

DAGUERRÉOTYPJE. Voy. PHOTOGRAPHIE.

DATURINE. Produit cristallin découvert par Vauquelin, en traitant par l'acétate de plomb basique la solution aqueuse de l'extrait alcoolique de graine (*daphne mezereum*). La daphnine est d'une saveur âcre, et soluble dans l'eau bouillante, dans l'alcool et l'éther. Elle est colorée en jaune par les alcalis. Sa composition n'a pas été déterminée.

DATURINE. Alcaloïde cristallisable, qui s'obtient en traitant les graines de *datura stramonium* par le même procédé que les graines de jusquiame pour la préparation de l'*hyoscinamine* (Voyez ce mot). La daturine est très-vénéneuse. Elle est peu soluble dans l'eau, et plus soluble dans l'alcool et dans l'éther. Sa composition est inconnue.

DÉCANTATION. La décantation consiste à séparer la couche liquide qui recouvre un dépôt de matière solide. On emploie divers moyens, ayant tous pour but de ne point troubler la liqueur que l'on décante, et de la transvaser sans perte. On obtient ce double résultat en inclinant doucement le vase qui renferme le

C'est pourquoi on l'appelle indifféremment *Cycle lunaire* ou *Nombre d'or*. Les nouvelles lunes ne reviennent pas, comme l'avait cru *Meton*, précisément à la même heure tous les 19 ans; la différence, qui est d'environ une heure et demie, dont le mouvement de la lune anticipe sur celui du soleil, forme un jour, à peu de chose près, au bout de 504 ans, puisque cet espace de 504 ans se compose de 16 *Cycles lunaires*. C'est pourquoi le cycle lunaire ou nombre d'or n'indique plus exactement des nouvelles lunes; on a donc imaginé d'autres nombres, qu'on nomme *Epactes*: ils s'ajoutent au nombre d'or, et servent à trouver l'âge de la lune avec plus de précision.

CYMÈNE. Liquide incolore, contenu dans les portions volatiles d'essence de camène recueillies à 200°. Il est doué d'une odeur de citron très-agréable. Il bout à 173°. Sa densité est 0,861 à 14°. Formule : $C^{20} H^{14}$.

CYNAPINE. Matière cristalline extraite par *M. Ficinus* de l'*anthusa cynapium*. Insoluble dans l'éther, elle se dissout dans l'eau et dans l'alcool.

CYSTINE (*Oxyde cystélique*). Matière jaunâtre, cristalline, obtenue par Wollaston en dissolvant les calculs urinaires cystiques dans de l'ammoniaque caustique. Elle se dissout dans les acides minéraux, et forme avec eux des composés cristallins. Cette matière est très-rare. Composition inconnue.

CYTISINE. Matière jaunâtre, amorphe, provenant du traitement alcoolique des graines du faux ébénier (*cytisis laburnum*). Cette matière est, selon *M. Peschier*, identique avec la catharine.

D

mélange, et en faisant couler le liquide le long d'une baguette. On enlève aussi le liquide à l'aide d'une pipette; enfin on effectue la décantation en perçant les vases latéralement à différentes hauteurs.

DÉCLINAISON. Mouvement que l'aiguille aimantée (Voyez AIGUILLE) exécute tantôt vers l'orient, tantôt vers l'occident. Ce mouvement subit des variations que l'on pourrait appeler *séculaires*, et des variations appelées *diurnes*. C'est ainsi que pendant environ deux siècles et demi (de 1300 à 1821) l'aiguille a marché vers l'ouest de trente et quelques degrés, non pas avec une vitesse uniforme, mais d'un mouvement saccadé, incertain, et quelquefois même rétrograde. Depuis 1821, la déclinaison, à Paris, n'éprouve que de faibles variations; elle semble avoir atteint sa limite extrême, d'où elle partira probablement pour exécuter vers l'orient des mouvements analogues à ceux qu'elle avait exécutés vers l'occident. Si on avait fait dans d'autres lieux du globe des observations analogues à celles que l'on fait à Paris depuis nombre d'années,

le problème du magnétisme terrestre serait aujourd'hui près d'être résolu. Mais malheureusement on ne sait encore rien de bien précis sur tous ces phénomènes de déclinaison et d'inclinaison. On saura peut-être un jour si les changements de déclinaison sont réellement périodiques, si la durée de la période varie d'un lieu à l'autre, s'il faut rapporter à une cause générale les amplitudes des changements de déclinaison des différents lieux pour un intervalle de temps donné, ou s'il faut les attribuer à des forces différentes, exerçant des actions locales plus ou moins profondes. Les variations *diurnes* présentent un sujet également très-intéressant. En général, ces variations, plus prononcées dans quelques saisons que dans d'autres, ne sont pas aussi sensibles ni aussi régulières pendant la nuit qu'elles le sont pendant le jour. La lumière du soleil paraît donc exercer sur elles quelque influence. Ce qu'il y a de certain, c'est que les variations *diurnes* sont particulièrement affectées par les aurores boréales. (*Voyez* AUCRORE BORÉALE, AIMANT, AIGUILLE, BOUSSOLE.)

DÉCOCTION. Action de décomposition partielle qu'une matière organique éprouve dans l'eau bouillante. L'eau chargée des principes dont la matière s'est ainsi dépouillée s'appelle un *decoctum*. On emploie souvent, quoiqu'à tort, le nom de *decoction* comme synonyme de *decoctum*. C'est ainsi qu'on dit décoction de racine de guimauve, de graine de lin, etc. Les tisanes ne sont autre chose que des décoctions ou plutôt des *decocta* de racines, de feuilles, de tiges, etc., employées en médecine. Il im porte de distinguer la décoction de l'*infusion*. Dans l'*infusion*, l'eau est versée bouillante sur les matières organiques dont on veut extraire certains principes, tandis que dans la décoction ces matières sont bouillies simultanément avec l'eau. Chacune de ces opérations présente des résultats différents : une plante ne cède pas les mêmes principes par la décoction que par l'*infusion*. Par la décoction on obtient en général les principes extractifs, résineux et amers, tandis que par l'*infusion* on se procure une bien plus grande quantité de principes volatils aromatiques, d'essences, etc. Ces principes peuvent avoir sur l'économie animale une action toute différente de celle qu'auraient les principes obtenus par la décoction. Il importe donc de ne point confondre la décoction avec l'*infusion*.

DÉCOMPOSITION. Action par laquelle un corps composé est réduit en ses éléments. Mais, au moment de leur séparation, ces éléments se combinent le plus souvent avec d'autres corps qui servent de moyens de réduction. C'est ainsi que le charbon décompose l'oxyde de fer en s'emparant de l'oxygène pour former de l'acide carbonique. Le potassium, l'hydrogène, etc., ne décomposent certaines substances qu'à la condition de former, avec l'oxygène mis en liberté, de la potasse, de

l'eau, etc. Les produits de décomposition varient avec la température à laquelle la décomposition s'effectue. Les matières organiques, décomposées à la température ordinaire, à l'aide de dissolvants tels que l'eau, l'alcool, l'éther, les acides et les alcalis étendus, peuvent fournir des produits d'une composition souvent très-complexes (albumine, fibrine, alcaloïde, sucre, etc.). Plus la température est élevée, plus les produits qui se forment sont de composition simple. C'est pourquoi les matières organiques, exposées à la température la plus élevée, donnent presque toutes naissance à de l'eau, à de l'acide carbonique et à de l'ammoniaque.

DÉCOMPOSITION DES FORCES. *Voyez* FORCES.

DÉCRÉPITATION. Bruit pétillant que produisent quelques sels, soumis à la chaleur. Ces sels sont appelés *érépitants*. La *érépitation* provient en général des vapeurs de l'eau de cristallisation, brisant en éclats les lames cristallines. Dans certains cas, elle est due à des gaz permanents, accidentellement emprisonnés dans les cristaux.

DÉGEL. Fonte de la glace qui, par l'absorption de la chaleur, reprend l'état liquide. La chaleur ainsi absorbée, et qui sert à faire perdre à un corps solide l'état de liquide, n'est pas accusée par le thermomètre. C'est pourquoi on l'appelle *chaleur latente*.

DÉLIQUESCENCE. Propriété qu'ont certains corps, particulièrement les sels, d'absorber l'humidité, et de couler ou de tomber en *deliquium*. Les sels doués de cette propriété sont appelés *déliquescents*. Comme ces sels sont très-avides d'eau, on les emploie pour dessécher l'air. Le chlorure de potassium est le plus souvent employé dans ce but.

DELPHINE. Alcaloïde résiniforme, jaunâtre, découvert, en 1819, par Brandes dans les graines de staplysaigre (*delphinium staphysagria*). Pour l'obtenir, on dissout l'extrait alcoolique par de l'acide sulfurique étendu, et on précipite par un alcali la solution filtrée. Le précipité desséché, dissous par l'alcool et décoloré par le charbon animal, donne, après l'évaporation de l'alcool, la delphine pure. Cet alcaloïde, d'une saveur âcre et persistante, fond à 120°, et ne se volatilise pas. Il forme avec les acides des sels neutres et cristallisables. Sa formule n'a pas été déterminée. Il est probable que la plupart des *Benouculacées* renferment un alcaloïde semblable.

DELPHINIQUE (Acide). Synonyme : *Acide phœcnique*. Liquide incolore, doué d'une odeur de vinaigre et de benne rance. Il a été découvert par Chevreul dans l'huile de marsouin et dans les baies de *viburnum opulus*. On l'obtient en traitant l'huile de marsouin par un excès d'acide tartrique, et en soumettant le mélange à la distillation. Le produit est ensuite traité par le baryte, et le delphiniate ainsi formé est décomposé par l'acide phosphorique, ou l'acide sulfurique étendu. L'a-

eide delphinique ne se solidifie pas à -9° . Il bout au-dessous de 100° . Sa densité est 0,932 à 28° . Il brûle comme une huile volatile. Il forme avec les bases alcalines des sels (*delphinates*) cristallisables. La composition de l'acide delphinique anhydre s'exprime par la formule : $C^{10} H^7 O^3$.

DENSITÉ (*Poids spécifique*). Masse de l'unité de volume. Dans un corps homogène la masse étant proportionnelle au volume, on a (en désignant par d la masse de l'unité de volume, par v le volume, par m la masse) :

$$m = d v.$$

Il en résulte que les corps les plus denses sont ceux qui ont le plus de masse sous le même volume. La balance indique le poids d'un corps, sans égard au volume qu'il occupe : un gramme de duvet pèse tout autant qu'un gramme de plomb, bien que ces deux matières occupent des volumes très-différents. Le poids (p) est ici proportionnel à la masse, ou bien la masse est proportionnelle à son poids absolu, divisé par l'intensité de la pesanteur (g) ; ce qui donne :

$$m = \frac{p}{g} \text{ ou } p = g m$$

Et comme dans un corps homogène le poids p est proportionnel au volume v , on a aussi :

$$p = \pi v.$$

π est alors le poids de l'unité de volume, ou le *poids spécifique* d'un corps. A volume égal, les densités de deux corps sont proportionnelles à leurs poids. A poids égal, les densités de deux corps sont en raison inverse des volumes de ces corps. On rapporte ordinairement toutes les densités à celle de l'eau, prise pour unité à son maximum de condensation. Ainsi, quand on dit que la densité d'un corps est 2, 5, 4, 3, etc., cela signifie qu'à poids égal il a un volume qui est $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{5}$, $\frac{1}{4}$, $\frac{1}{3}$, etc., du volume de l'eau ; ou qu'à volume égal il pèse 2 fois, 5 fois, 4 fois, 3 fois, etc., autant que l'eau. La densité d' d'un corps par rapport à un autre corps dont la densité est prise pour unité étant connue, il est facile de trouver son poids spécifique, ou le poids de l'unité de volume ; car, en désignant ce poids par π' , et en désignant par π celui du corps dont la densité est 1, on a :

$$\frac{d'}{1} = \frac{\pi'}{\pi}, \text{ d'où } \pi' = \pi \cdot d.$$

Ainsi la densité du mercure, comparée à celle de l'eau distillée, prise à son maximum de densité, est 13,598 ; le poids d'un centimètre cube de mercure sera $\pi' = 13,598 \cdot \pi$. Or, le poids π du centimètre cube d'eau est 1 gr., si l'on prend le gramme pour unité de poids ou 0 k. 001, si l'on prend le kilogramme pour unité. On a donc :

$$\pi' = 15 \text{ gr. } 298 \text{ ou } \pi' = 0 \text{ k. } 015398.$$

Il est facile d'établir les recherches expérimentales, et de trouver les densités ou poids

spécifiques de diverses substances, d'après le principe que le rapport des densités ou des poids spécifiques de deux corps est égal au rapport direct des poids de ces corps, multiplié par le rapport inverse de leurs volumes.

Densité des gaz. S'il était possible de faire le vide parfait, et d'effectuer toutes les pesées exactement à la même température et à la même pression, il serait facile de déterminer les densités des gaz en prenant un ballon de 6 à 7 litres de capacité, que l'on pèse d'abord après y avoir fait le vide, et que l'on pèse ensuite après l'avoir rempli successivement d'air sec, et du gaz dont on veut savoir la densité. La détermination des densités des gaz exige donc des précautions délicates : il faut employer des gaz très-purs et bien desséchés, observer avec soin les températures et les pressions, et opérer dans un air assez sec, pour n'avoir rien à craindre de la couche d'humidité qui s'attache aux parois du ballon. La densité de l'air a été prise pour unité dans l'indication des densités des gaz. Le poids du centimètre cube d'air sec à 0° , et 0 m. 76 de pression, a été trouvée, en 1803, par MM. Biot et Arago, 0 gr. 00129331. Un litre d'air pèse donc 1 gr. 29331. La densité d'un gaz, par rapport à l'air, étant connue, il est facile de trouver son poids spécifique, ou le poids de 1 litre, à 0° et 0 m. 76 de pression. Ainsi, un litre d'air pesant 1 gr. 29331, 1 litre de gaz de densité d pèsera $d \times 1,29331$.

Densité des liquides. Le principe d'Archimède, suivant lequel la perte de poids qu'un corps éprouve dans un liquide est égale au poids du liquide qu'il déplace, trouve ici son application. Quant aux différentes méthodes employées pour déterminer la densité des liquides, Voyez ARÉOMÈTRE. L'eau présente une singulière exception à la loi d'après laquelle tous les liquides augmentent de densité à mesure qu'ils se rapprochent de leur point de congélation. En effet, l'eau présente son maximum de contraction ou de densité à la température à 4° 1 ; à partir de 4° 1, l'eau se dilate à mesure que sa température se rapproche de celle de 0° . Cette exception, en apparence étrange, exerce une grande influence sur la distribution de la chaleur et la conservation des êtres qui peuplent les eaux dans les latitudes les plus élevées. Par suite de l'exception que nous venons de signaler, la glace occupe en général la surface des eaux, et les couches des eaux les plus basses sont à la température de 4° 1, et propres à servir de milieu vivifiant aux êtres qui habitent les régions glacées des pôles. Despretz et Hallstroem ont fait une série de recherches intéressantes sur la densité des eaux salées à diverses températures.

Densité des corps solides. La densité des corps solides se détermine, comme celle des liquides, par le moyen de l'aréomètre, du flacon bouché ou de la balance hydrostatique. Voyez ARÉOMÈTRE.

DÉPART (Terme de monnayage). Décom-

posillon des alliages d'or et d'argent à l'aide de l'acide nitrique : l'argent se dissout, tandis que l'or se dépose au fond de la liqueur. *Voyez* MONNAIES.

DÉSINFECTIION. Action tendant à détruire ou à neutraliser l'odeur fétide de certaines exhalaisons. Le chlore et les oxychlorures ont été fréquemment employés comme moyens désinfectants. Il est probable que le chlore agit ici en détruisant les molécules organiques qui paraissent principalement déterminer la fétidité de certains gaz.

DÉSOXYDATION. Action qui consiste à enlever l'oxygène à un oxyde ou à tout autre corps oxygéné. Les moyens *désoxydants* les plus communs sont le charbon et l'hydrogène. Le nom de *désoxygénation* est souvent employé au lieu de désoxydation.

DEXTRINE. Produit non cristallin qui, parfaitement desséché, ressemble à de la gomme arabique; mais il s'en distingue par la facilité avec laquelle il se change en sucre de fécule, par l'action de l'acide sulfurique étendu. La dextrine se dissout très-bien dans l'alcool aqueux; sa solution possède la propriété de dévier à droite le rayon de lumière polarisé. De là le nom de *dextrine*. On obtient la dextrine, comme produit qui précède la formation du sucre de fécule (glucose), en dissolvant l'amidon dans les acides minéraux étendus. On se la procure plus aisément en exposant à une température de 60° un mélange de 100 parties d'empois d'amidon et de 3 parties de moût d'orge. La bière doit sa consistance visqueuse à la présence de la dextrine. Comme la dextrine impure est toujours mélangée de sucre de fécule, on la purifie par l'alcool de 81°, qui dissout le sucre de fécule et laisse la dextrine insoluble. L'iode ne colore pas la dextrine; ce caractère suffit pour la distinguer de l'amidon qui est bleui par l'iode. La dextrine a la même composition que l'amidon pur : $C^{12} H^{10} O^{10}$. L'une et l'autre forment avec l'oxyde de plomb deux combinaisons ayant pour formules . $C^{12} H^{10} O^{10} + 2 PbO$ et $C^{12} H^{10} O^{10} + PbO$.

DIABÈTES. *Voyez* SUCRE de diabètes.

DIALURIQUE (Acide). Acide non isolé, qui existe à l'état de combinaison dans le produit salin obtenu en traitant une solution bouillante d'alloxantine par l'hydrogène sulfuré, et en saturant la liqueur acide par le carbonate d'ammoniaque.

DIAMANT. Carbone pur dans un état particulier, auquel M. Berzelius a donné récemment le nom d'*Atotropie*. Le diamant est le plus dur de tous les corps, c'est-à-dire qu'il les faye tous, et n'est rayé par aucun d'eux; aussi les Grecs anciens, qui excellaient dans l'art de tailler les pierres dures, lui avaient-ils donné le nom d'*ἀδάμας* (indomptable), parce qu'ils n'avaient pu réussir à l'entamer. Jadis les diamants se portaient tels que la nature les forme; on les nommait diamants à *pointes nues*. En 1476, Louis de Berguem, de la ville

de Bruges, s'aperçut le premier qu'en frottant deux diamants l'un contre l'autre, il parvenait à les égrèner. Dès lors il imagina de tailler le diamant avec la propre poudre de cette substance. Le premier diamant taillé appartenait à Charles le Téméraire, duc de Bourgogne. Le diamant cristallise dans le système cubique. M. Rose le range parmi les corps *hémédriques*; c'est-à-dire, parmi ceux qui affectent les formes relatives au tétraèdre. On le trouve ordinairement en octaèdre, en dodécaèdre rhomboïdal, en trapézoèdre et en scalénoèdre. Les diamants naturels sont rugueux, et ont leurs faces courbes; mais ils sont élavables parallèlement aux faces de l'octaèdre régulier; lorsque, en profitant de cette circonstance, on les débarrasse de leur croûte, ils sont ordinairement limpides et incolores. Toutefois ils peuvent être ambrés, couleur souei, roses, bleuâtres, et même tout à fait noirs. L'indice de réfraction du diamant est très-considérable: il s'élève jusqu'à 2,459, et n'est surpassé que par ceux du réalgar et de l'anathase. Son pouvoir dispersif est de 0,058. Le diamant doit une grande partie de son éclat à la puissance avec laquelle il réfracte la lumière. Il est lumineux par *insolation*, c'est-à-dire qu'après avoir été exposé au soleil, il brille dans l'obscurité. Sa chaleur spécifique varie de 0,12609 à 0,12609. Selon M. Regnault, le poids spécifique du diamant est considerable, et varie de 3,50 à 3,53. Le diamant est inattaquable par la plupart des corps. Il supporte la température la plus élevée sans se fondre, lorsqu'on le chauffe à l'abri du contact de l'air. Le diamant est taillé pour la bijouterie, et sert à couper le verre.

Les diamants se rencontrent généralement dans les terrains de transport, parmi des cailloux roulés, libres ou réunis en poudingues. On les trouve au Brésil et dans les Indes orientales, principalement dans les royaumes de Golconde et de Visapour. Jusque dans ces derniers temps, on n'avait encore signalé aucun gîte de diamants en place, c'est-à-dire dans la roche où ils ont pris naissance; cependant on en exploite au Brésil depuis plusieurs années dans un grès flexible que l'on nomme *itacolumite*, à six lieues portugaises de *Tijoco* et dans la *Serra de Grammaoia*, à quatre-trois lieues du même pays.

DIAMÈTRE. Ligne droite, tirée d'un point de la circonférence d'une figure au point opposé de cette circonférence, en passant par le centre de la figure. Le *diamètre* d'un cercle est donc une ligne droite menée d'un point de sa circonférence au point opposé, en passant par son centre. Le *diamètre* d'un cercle est à sa circonférence environ comme 1 est à 3; ou, plus exactement, dans le rapport de 7 à 22.

DIAPHANE (διά, à travers, φαίνονται, j'apparais). On appelle diaphane tout corps qui laisse passer la lumière sans l'absorber. Diaphane est synonyme de *transparent* et de *translucide*. L'air, l'eau, le verre, etc., sont des corps diaphanes.

DIASPORE. Voyez ALUMINE.

DIASTASE. Matière blanche, non cristalline, insoluble dans l'alcool concentré, soluble dans l'eau et dans l'alcool faible. Sa solution s'altère rapidement; elle devient acide, et perd la propriété de convertir la fécule en sucre. Cette propriété caractérise la diastase. La diastase existe dans l'orge germée. On se la procure en chauffant à 75° l'orge germée écrasée avec son volume d'eau, de manière à en coaguler l'albumine. En exprimant la masse et en filtrant, on obtient une solution aqueuse, contenant la diastase mêlée de sucre et de matière colorante. Précipitée par l'alcool, cette solution donne la diastase sous forme de flocons, que l'on jette sur un filtre et que l'on dessèche à une basse température. L'orge germinée des brasseurs fournit rarement plus de $\frac{1}{500}$ de diastase. Le sucre de canne n'est pas transformé par la diastase en sucre de raisin avec la rapidité avec laquelle cette transformation est opérée par l'acide sulfurique étendu; mais la diastase surpasse de beaucoup ce dernier dans la faculté de changer la fécule en dextrine et en sucre; une partie de diastase suffit pour changer 2000 p. d'empois d'amidon en un mélange de dextrine et de sucre. La diastase est un principe azoté. On n'en a pas exactement déterminé la formule.

DIFFRACTION. Déviation qu'éprouve la lumière, en rasant les bords d'un corps opaque. Le P. Grimaldi (*Physico-mathesis de lumine, coloribus et iride*; Bologne, 1663) a le premier observé cette inflexion des rayons sur la surface des corps, et d'où résulte non-seulement une plus grande ombre, mais encore différentes couleurs à côté de cette ombre, fort semblables à celles de l'expérience ordinaire du prisme. Lorsqu'on regarde le soleil à travers les barbes d'une plume ou auprès des bords d'un chapeau ou de tout autre corps filamenteux, on aperçoit une infinité de petits arcs-en-ciel ou franges colorées. C'est là le phénomène de diffraction, que le P. Grimaldi regardait comme une espèce particulière de transmission de la lumière. Brisson attribua la cause de la diffraction à l'atmosphère particulière dont tous les corps seraient entourés, et dont la densité différerait de celle de l'air. D'après cette hypothèse, les rayons de lumière, rasant les bords des corps, seraient diversement réfractés, en traversant l'atmosphère particulière qui envelopperait chaque corps; et dans ces atmosphères il y aurait non-seulement réfraction, mais encore réflexion de la lumière, comme cela arrive dans les gouttes de pluie présentant les apparences de l'arc-en-ciel. Les phénomènes de diffraction ont été particulièrement examinés par le docteur Young, qui introduisit le premier dans la science le mot d'*interférence* (Voyez ce mot).

DIGITALINE. Matière cristalline, obtenue par Lancelot en traitant l'extrait aqueux de

digitale par l'alcool absolu, en évaporant la solution, et en reprenant le résidu par l'eau et l'acide chlorhydrique. La digitaline est inaltérable à l'air. Elle est peu connue.

DILATABILITÉ. Propriété qu'ont les corps d'augmenter de volume par l'application de la chaleur, et de diminuer, par conséquent, de volume par la soustraction de ce même agent. Ainsi, les corps, tour à tour dilatés ou contractés, n'ont jamais les dimensions fixes que nous leur supposons. S'il est vrai que la dilatation est le résultat de l'écartement plus ou moins grand des molécules dont se compose la matière, il doit s'ensuivre que la matière qui nous semble la plus inerte a une activité perpétuelle dans toute l'étendue de sa masse. Les corps gazeux sont plus dilatables que les corps liquides, et ceux-ci le sont plus que les corps solides. Ainsi, lorsqu'on chauffe l'air contenu dans une vessie flasque bien fermée, on voit la vessie se gonfler, c'est-à-dire que l'air qui s'y trouve emprisonné se dilate au point de faire rompre la vessie en éclats. La simple chaleur de la main appliquée à la boule d'un thermomètre fait monter le liquide dans la colonne, ce qui prouve la grande dilatabilité de celui-ci. Enfin, on peut se convaincre de la dilatabilité des corps solides, en voyant qu'une boule métallique qui passe très-bien à travers un anneau est trop grosse pour passer par cet anneau, après qu'elle a été rougie au feu.

DILATATION. L'expérience démontre que la plupart des corps se dilatent *uniformément* de 0° à 100°, c'est-à-dire que la dilatation est proportionnelle à l'élévation de la température. La *dilatation linéaire* est le rapport qui existe entre l'allongement d'un corps solide et la longueur de ce corps, lorsque sa température s'élève de 0° à 1°. Ainsi, en appelant l la longueur d'une barre métallique à la température de 0°, b l'allongement qu'elle éprouve en passant de 0° à 1°, et n la dilatation linéaire, on a la relation :

$$n = \frac{b}{l} \text{ ou } nl = b.$$

La valeur numérique de n se nomme le *coefficient de dilatation* pour un corps donné. L'allongement étant, dans de certaines limites (de 0° à 100°), proportionnel à la température, on aura (en désignant par l' la longueur de la barre à la température t) $l' = l + lb$ ou $l' = l + ntl$, ou $l' = l(1 + nt)$.

A certaines températures, principalement à des températures voisines du point de fusion, la dilatation linéaire cesse d'être uniforme. On a cherché alors à trouver le rapport de l'allongement total à la longueur à 0°, divisé par l'intervalle de température. Ce rapport s'appelle le *coefficient moyen de dilatation*. Ainsi, de 0° à 500°, la dilatation totale du fer étant de $\frac{1}{227}$, le coefficient moyen de dilatation du fer pour 500° est $\frac{1}{227 \times 300}$ ou $\frac{1}{68100}$. On appelle *dilatation cubique* le rapport qui existe entre le volume occupé par un corps

à 0°, et l'augmentation que ce volume éprouve en passant de 0° à 1°. Ainsi, en désignant par v le volume d'un corps à 0°, par a l'augmentation de volume de 0° à 1°, et par m son coefficient cubique, on a :

$$m = \frac{a}{v} \text{ ou } a = m v.$$

En désignant par v' et v'' les volumes correspondant aux températures t et t' , on aura, pour les volumes de la dilatation cubique, supposée uniforme, les deux relations : $v' = v(1 + m t)$ et $v'' = v[1 + m(t' - t)]$.

Les dilatations cubiques moyennes s'évaluent comme les dilatations linéaires moyennes. Comme les corps se dilatent également dans toutes les dimensions, il est évident que la dilatation cubique est pour chaque corps le triple de la dilatation linéaire. En désignant par l la longueur de l'arête d'un cube à 0°, et par n la dilatation d'un corps donné, on aura pour chaque arête $l(1 + n)$ à 1°, et le volume dilaté du cube sera :

$$l^3(1 + n)^3 \text{ ou } l^3(1 + 3n + 3n^2 + n^3) \text{ ou } l^3(1 + 3n).$$

L'accroissement de volume sera donc $l^3 \cdot 3n$, et la dilatation cubique m sera :

$$m = \frac{l^3 \cdot 3n}{l^3} = 3n.$$

Il suffit de connaître l'une de ces quantités pour trouver l'autre. Nous n'entrons pas dans les détails des appareils imaginés pour mesurer la dilatation des corps solides. Nous nous bornerons à indiquer quelques-uns des résultats obtenus par Dulong et Petit, qui se sont particulièrement occupés de ces recherches :

	Intervalle de température.	Dilatations en fractions.
Platine	0 à 100° . . .	$\frac{1}{1134}$
	0 à 500° . . .	$\frac{1}{3634}$
Verre	0 à 100° . . .	$\frac{1}{410}$
	0 à 500° . . .	$\frac{1}{454}$
Fer	0 à 100° . . .	$\frac{1}{29}$
	0 à 500° . . .	$\frac{1}{29}$
Cuivre	0 à 100° . . .	$\frac{1}{562}$
	0 à 500° . . .	$\frac{1}{177}$

Les corps, en se dilatant ou en se contractant sous l'influence des variations de la température, peuvent produire des effets prodigieux. Ces effets sont surtout marqués pour les corps très-dilatables, tels que les liquides et les gaz. La puissance de dilatation d'un corps est égale à la résistance de compression. Ainsi, si un poids de mille kilogrammes est capable de réduire la longueur d'une barre de fer verticale autant que la réduirait un abaissement de température de 1°, on comprendra qu'en chargeant cette barre à sa partie supérieure du poids de mille kilog., et en la chauffant de 1°, on compensera la

dilatation due à la chaleur, et sa longueur restera la même.

Dilatation des liquides. Il importe de distinguer ici la dilatation *apparente* de la dilatation *absolue*. On appelle dilatation *apparente*, celle que paraît prendre le liquide contenu dans un vase ; la dilatation *absolue* est celle que prendrait un liquide dans un vase qui est lui-même supposé n'éprouver aucune dilatation. Dulong et Petit ont imaginé un appareil ingénieux au moyen duquel ils sont parvenus à déterminer la dilatation absolue du mercure jusqu'à 500° ; ils ont trouvé les résultats suivants :

Températures du thermomètre à air.	Coefficients moyens pour 1°.
100	$\frac{1}{5550}$
200	$\frac{1}{5475}$
500	$\frac{1}{5300}$

Dilatation des gaz. Rudberg et Magnus ont les premiers appelé l'attention des physiciens sur la nécessité de changer le coefficient de dilatation de l'air 0,00573, déterminé autrefois par M. Gay-Lussac. Rudberg évalua ce coefficient à 0,00563. Magnus arriva au nombre 0,005678. Enfin, M. Regnault parvint, de son côté, à fixer ce coefficient à 0,00567. Il constate par divers procédés que les dilatations augmentent avec la pression, mais très-inégalement pour les différents gaz. Sous 3 atmosphères et 1/3, la dilatation de l'hydrogène conserve sa valeur 0,566 ; celle de l'air passe de 0,567 à 0,569 ; et celle de l'acide carbonique de 0,571 à 0,583. La dilatation de l'acide sulfurique éprouve une augmentation d'un tout autre ordre ; sous la pression de 960 millimètres seulement, elle passe de 590 à 598. (*Annales de Chimie et de Physique*, 1842, tome V, pag. 80.)

DIMORPHIE (Héleromorphie). C'est la propriété qu'a un corps simple ou composé, de cristalliser sous deux formes différentes, qui ne se laissent pas déduire géométriquement l'une de l'autre. C'est ainsi que le soufre cristallise (dans une solution concentrée de sulfure de carbone) en octaèdres à triangle scalène, et (par fusion) en prismes obliques à bases rhombes. Le sulfate de nickel, cristallisé à une température au-dessous de 13°, a la forme prismatique, tandis qu'à 20° il cristallise en octaèdres, forme incompatible avec la précédente. La dimorphie contredit le principe de Haüy, qui tendait à établir que des formes cristallines différentes appartiennent à des corps différents.

DIOPTRIQUE. Partie de l'optique ayant pour objet les effets de la lumière réfractée. On peut distinguer deux parties dans la dioptrique : l'une considère, indépendamment de la vision, les propriétés de la lumière lorsqu'elle traverse les corps transparents, et la manière dont les rayons se brisent et s'écartent ou se rapprochent mutuellement ; l'autre examine l'effet de ces rayons sur les yeux, et les phénomènes qui doivent en résulter.

ter par rapport à la vision. (Voyez RÉFRACTION.)

DISSOLUTION (Solution, *Solutum*). Tout corps qui disparaît dans l'eau ou dans tout autre véhicule, sans en troubler la transparence, est soluble; et le liquide qui le contient s'appelle une dissolution. Dans cet état le corps n'a rien perdu de ses propriétés physiques ni de ses propriétés chimiques. Le sucre, dissous dans l'eau, n'a point perdu la saveur qui le caractérise. L'eau est un dissolvant précieux en ce qu'elle conserve les propriétés des corps qui s'y dissolvent. Les corps insolubles troublent les liquides, s'y déposent au bout d'un temps plus ou moins long, et forment ce qu'on appelle un *précipité* ou *dépôt*. Cependant il faut se garder de considérer comme insolubles tous les corps qui troublent l'eau; très-peu de corps sont absolument insolubles, dans le sens propre du mot; car les corps les plus insolubles, tels que le sulfate de baryte et le chlorure d'argent, sont sensiblement solubles, mais à la vérité dans une quantité d'eau tellement considérable, que, dans les circonstances ordinaires, on peut les regarder comme à peu près insolubles. Il ne faut pas considérer comme des corps solubles ceux qui décomposent l'eau, de manière à former des produits nouveaux qui s'y dissolvent. C'est ainsi que le bromure de phosphore disparaît dans l'eau, mais il ne s'y dissout pas; ce sont les acides bromhydrique et hypophosphoreux, auxquels le bromure de phosphore donne naissance avec les éléments de l'eau, qui s'y dissolvent. La dissolution, en recartant les molécules, divise les corps à l'infini, ce qui permet d'affaiblir ceux dont les propriétés seraient trop énergiques à l'état solide. La dissolution offre l'exemple le plus frappant de la grande divisibilité de la matière. Les gaz se dissolvent proportionnellement à la pression à laquelle ils sont soumis (voyez CARBONIQUE [Acide]), tandis que les corps solides sont généralement plus solubles à chaud qu'à froid; la chaux, la magnésie, la zirconie, font exception à cette dernière loi. Tout liquide ayant dissous un corps en quantité si grande que ce même liquide refuse d'en dissoudre davantage dans les circonstances ordinaires, s'appelle une *dissolution saturée*. Lorsqu'un corps est plus soluble à chaud qu'à froid, la dissolution saturée à la température ordinaire est propre à dissoudre une plus grande quantité de ce corps à chaud. Elle est alors *sursaturée*, et laisse déposer lentement, à mesure qu'elle se refroidit, l'excédant du corps soluble, dont les molécules prennent un arrangement particulier à formes géométriques qu'on appelle *crystallisation*. Certaines dissolutions saturées n'ont point perdu la faculté de dissoudre d'autres corps; ainsi une dissolution saturée de sel marin ne se refuse pas à dissoudre une certaine quantité de nitre; cette circonstance a été mise à profit dans l'art des salpêtriers. En définitive, la dissolution n'est ni une com-

binaison ni un mélange, c'est quelque chose d'intermédiaire entre ces deux états. Ce qu'il y a de certain, c'est que les dissolutions favorisent singulièrement les combinaisons; les anciens savaient cela, quand ils disaient: *Corpora non agunt, nisi sint dissoluta*.

DISTILLATION. La distillation est une opération par laquelle on réduit les liquides en vapeur, à l'aide de la chaleur, pour les faire retourner ensuite à l'état liquide par le refroidissement. Cette opération a pour but principal de séparer les liquides d'avec les corps fixes, ou des corps d'une volatilité différente. Elle peut encore avoir pour but la désunion des éléments d'un composé, et de donner ainsi naissance à des produits nouveaux. On opère la distillation dans des vases particuliers (Voyez ALAMBIC). L'art distillatoire n'est pas une invention des Arabes, ainsi que je l'ai démontré ailleurs; cet art est beaucoup plus ancien.

Pline décrit ainsi un procédé distillatoire extrêmement curieux, et qui prouve combien l'esprit humain est habile à faire varier les moyens pour arriver au même but. « On allume, dit-il, du feu sous le pot qui contient la résine: une vapeur (*halitus*) s'élève et se condense dans de la laine qu'on étend sur l'ouverture du pot où l'on fait cuire la résine. L'opération étant terminée, on exprime la laine ainsi imprégnée d'huile. » Ce procédé distillatoire, dont Pline ne prétend pas être l'inventeur (ce qui en fait remonter la découverte probablement à plus de 2000 ans), rappelle le passage suivant d'Alexandre Aphrodise, déjà signalé par l'illustre Alex. de Humboldt: « On rend, y est-il dit, l'eau de mer potable en la vaporisant dans des vases placés sur le feu, et en recevant la vapeur condensée sur des couvercles récipients. » Le célèbre commentateur d'Aristote ajoute qu'on peut traiter de même le vin et d'autres liquides. Geber (qui vivait, d'après Abulféda, vers la fin du huitième ou au commencement du neuvième siècle), s'exprime ainsi sur la distillation: « Il y a deux espèces de distillations: l'une s'opère à l'aide du feu, l'autre sans le feu. La première peut se faire de deux manières différentes: ou par *ascension* des vapeurs dans l'alambic, ou *per descensum*, dans le but de séparer des huiles ou d'autres matières liquides par les parties inférieures du vase. Quant à la distillation sans l'aide du feu, elle consiste à séparer les liquides limpides par le filtre: c'est une simple filtration. » On voit que le mot *distillation* avait autrefois un sens beaucoup plus large qu'aujourd'hui. « La distillation par le feu peut être, continue Geber, variée dans son intensité, suivant qu'on chauffe le vase sur un bain d'eau ou sur un bain de cendres. » (HOLFER, *Histoire de la Chimie*, tome I, page 517).

DISTILLATOIRES (Appareils). Voyez ALAMBIC.

DIVERGENCE. Disposition de deux ou plu-

sieurs lignes, qui vont toujours en s'écartant les unes des autres. Tels sont les rayons de lumière qui, partant de chaque point d'un objet visible, forment un cône, dont la base est appuyée sur l'œil, et le sommet sur l'objet visible.

DIVISIBILITÉ. Propriété qu'a la matière de pouvoir être divisée en particules plus ou moins petites. Cette division peut être poussée si loin, que l'œil devient incapable de percevoir les particules de la matière. La matière est-elle divisible à l'infini, ou bien, en continuant la division, arrive-t-on à des particules tout à fait indivisibles et insécables, enfin à de véritables *atomes*? C'est là une question qui a été en tout temps agitée par les physiciens, mais qu'il sera impossible de résoudre par la voie mécanique. Ce n'est que par la voie des combinaisons chimiques qu'on arrive à l'hypothèse probable, que la matière est composée de particules insécables ou atomes (*Voyez ATOMES*). Mais la division chimique de la matière s'applique à des molécules si petites qu'elles échappent à tous nos sens : elles ne sont saisissables que par le raisonnement. Quant à la division mécanique, elle peut être poussée fort loin, sans cesser cependant d'être physiquement appréciable. Ainsi, le platine peut être étiré en fils si minces que plusieurs centaines de fils réunis donnent à peine l'épaisseur d'un cheveu. Les dissolutions colorées (de carmine, de sulfate de cuivre ammoniacal) offrent des exemples d'une divisibilité encore plus grande.

DORURE. Le moyen de dorer le cuivre et l'argent à l'aide du mercure était depuis longtemps connu des anciens. Vitruve et Pliny l'ont exactement décrit. Ce moyen est fondé sur ce que l'or forme avec le mercure une espèce de pâte molle (amalgame) qui se laisse facilement appliquer sur les objets qu'on veut dorer. Par la chaleur, le mercure se volatilise et l'or y reste appliqué ; ce métal acquiert ensuite par le frottement l'éclat brillant qui le caractérise. Cet ancien procédé offrait deux inconvénients très-graves et en quelque sorte irrémediables : 1^o la santé des ouvriers était profondément altérée par les vapeurs mercurielles ; ils ne pouvaient que pour un salaire élevé courir la triste chance d'abrégier leur vie par un métier insalubre ; 2^o la couche d'or appliquée sur les objets ainsi dorés n'était pas partout de même épaisseur, ni parfaitement uniforme.

Ces inconvénients disparaissent dans l'emploi du nouveau procédé de dorure, introduit récemment dans l'industrie par MM. Elkington et Ruolz. En voici la description abrégée (brevet du 13 décembre 1836) :

« Faites dissoudre 3 onces (poids anglais) d'or pur dans 42 onces d'acide nitro-muriatique dans les proportions suivantes, savoir, 14 onces d'acide nitrique pur, du poids spécifique de 1,45 ; 14 onces d'acide muriatique pur, du poids spécifique de 1,15 ; et 14 onces

d'eau pure. Lorsque l'or est dissous dans ce menstrue, on le soumet à une température assez élevée pour l'éclaircir ; on décante, pour séparer le liquide du précipité d'une faible quantité de chlorure d'argent. Versez la dissolution dans un vase convenable ; ajoutez-y quatre gallons (18 litres 17 centilitres) d'eau pure, et 20 livres de carbonate de potasse pur ; faites bouillir le tout pendant deux heures, et la préparation sera prête à servir. Prenez les pièces à dorer préalablement bien nettoyées, et suspendez-les d'une manière convenable, au moyen de fils métalliques très-propres, ou par d'autres procédés convenables ; plongez-les dans le liquide bouillant, en leur communiquant un léger mouvement, jusqu'à ce qu'elles soient suffisamment dorées ; puis rincez-les dans l'eau pure. Les pièces ainsi dorées peuvent recevoir la couleur comme les pièces dorées à la manière ordinaire, ou bien on peut les laisser dans leur état naturel. Si l'on veut avoir un effet mat, il faut donner cet aspect à la pièce pendant le nettoyage, suivant l'usage ordinaire ; ou bien on pourra l'obtenir, au moyen d'une dissolution de nitrate de mercure, soit avant, soit après la dorure. »

Ce procédé, tel qu'il a été décrit par M. Elkington, souleva diverses réclamations de la part de plusieurs chimistes distingués. Les uns soutenaient que ce procédé, sauf quelques légères modifications, se trouvait déjà indiqué dans des ouvrages publiés depuis longtemps, et qu'il était, par conséquent, rentré dans le domaine public. Les autres affirmaient que dans la description que nous venons de lire on a dissimulé à dessein certains détails indispensables à la réussite du procédé qui tel qu'il avait été communiqué ne donnait pas les résultats tant préconisés. A la suite d'un procès qui s'engagea à ce sujet, on crut reconnaître, entre autres détails de pratique, qu'il est important, pour que les objets soient bien dorés, de se servir d'une chaudière en fonte, et de procéder avec un soin tout particulier au décapage des cuivres. (*Voyez Revue scientifique*, tome VII, pag. 461.)

Quant à l'emploi de l'électricité voltaïque dans la dorure, l'argenterie, le platinage, etc., voyez PILE.

DRACONINE. Voyez SANG-DRAGON.

DRACONIQUE (Acide). Acide volatil obtenu par M. Laurent en traitant l'essence d'estragon par l'acide nitrique. Traité par le chlore ou le brome, il se change en acide *chloro-draconésique* ou en acide *bromo-draconésique*. Sa composition s'exprime par la formule : $C^{32} H^{20} O^3$.

DUCTILITÉ. Propriété qu'ont certains corps de pouvoir être réduits en fils plus ou moins minces. Cette propriété rend un grand nombre de métaux si précieux pour une foule d'usages. Tous les métaux malléables sont aussi ductiles ; mais les plus malléables ne sont pas toujours les plus ductiles. Ainsi, le plomb et l'or

sont extrêmement malléables; mais il s'en faut de beaucoup qu'ils soient aussi ductiles que le fer et le platine.

DURETÉ. Propriété qu'ont les corps de résister à l'action qui tend à les diviser. On ne connaît pas de moyen pour mesurer d'une manière absolue la dureté des corps. Pour apprécier le degré de dureté, on compare les corps entre eux. C'est ainsi que l'on dit que le diamant râte le quartz, que le quartz râte le feldspath, etc.

DYNAMOMÈTRE (de δύναμις, puissance, et μέτρον, mesure). Instrument destiné à mesurer la puissance de pression ou de traction d'un moteur quelconque, comme un homme, un cheval, une machine. Cet instrument se compose d'une aiguille, d'un cadran

et de deux poulies. A l'une de ces poulies, faisant mouvoir l'aiguille du cadran, s'applique la puissance de traction ou de pression qu'il s'agit de mesurer. Les divisions du cadran indiquent le nombre de kilogrammes auquel correspond tel ou tel effort. Si l'aiguille s'arrête à 120 degrés après que l'homme a exercé son plus grand effort, il faudra en conclure que la force de traction de cet homme équivaut à 120 kilogrammes.

DYSLYSINE. Produit de l'ébullition de la bile pure avec l'acide chlorhydrique. Ce produit résinoïde se dissout difficilement dans l'alcool bouillant, et s'y dépose à l'état d'une poudre blanche. MM. *Theyer* et *Schtosser* assignent à la *dyslysine* (de δύς, et λύσις, solution) la formule : $C^{20} H^{46} O^7$.

E

EAU. (*Protoxyde d'hydrogène*). L'eau peut exister à l'état solide, liquide et gazeux. A l'état solide, elle existe dans toutes les latitudes, sur les montagnes élevées, sous forme de glace et de neiges éternelles. Dans cet état elle est ordinairement amorphe, sans forme cristalline bien déterminée; quelquefois pourtant elle cristallise en petits prismes triangulaires (flocons de neige), affectant une disposition stellaire. L'eau, en passant de l'état liquide à l'état solide, présente une singulière exception à la loi générale, suivant laquelle les corps acquièrent leur plus grande densité à mesure qu'ils passent à l'état solide. L'eau, en devenant solide (glace), loin de se resserrer, se dilate de près d'un dixième de son volume; car la densité de la glace est de 0,914, l'eau (liquide) à 4° étant prise pour unité. L'eau a son maximum de densité à 4°, et de température du thermomètre centigrade. On conçoit donc aisément que la glace doit, comme une espèce de crème, surnager sur l'eau. On trouve quelquefois de la glace au fond des rivières rapides, ce qui paraît au premier abord en contradiction avec ce que nous venons de dire; mais ce fait s'explique, quand on songe que la glace, étant spongieuse, s'imbibé d'eau comme une éponge, et finit par faire plonger, entraînée qu'elle est par le courant rapide de l'eau. L'eau brise les vases dans lesquels elle se congèle. Cet effet, dû à l'augmentation du volume, est évalué à une force de plus de 1000 atmosphères. Lorsque l'eau qui s'infiltre dans les fissures des rochers vient à se congeler, elle fend quelquefois des masses énormes de pierre en plusieurs éclats. La température des couches les plus profondes de l'eau se maintient toujours à 4°, quelle que soit la température des couches supérieures. Pour les eaux de la mer, cependant, la température des différentes couches paraît ne pas être tout à fait la même que dans les eaux douces, ce qu'il faut attribuer aux différents sels que les eaux de la mer tiennent en dissolution.

L'eau se dilate irrégulièrement à partir de 4° jusqu'à 100°, température à laquelle elle se réduit en vapeur. Cette vapeur, invisible dans une atmosphère de 100°, se condense et devient visible au-dessous de cette température. A 100°, l'eau occupe un volume 1698 fois plus grand qu'à la température de 4°.

Détermination de la densité de l'eau et de la vapeur d'eau. On remplit d'eau un petit matras d'un poids et d'une capacité connus, à col allongé et très-étroit. On place ensuite ce matras dans un bain d'huile ou d'acide sulfurique étendu d'eau, dont on porte la température à 113° environ. L'excès de vapeur sort du vase, et quand il n'en sort plus, on ferme l'extrémité du col au chalumeau. On trouve ainsi qu'il pèse 0,620, le même matras plein d'air pesant 1, à la température de 0° et à la pression de 0, m. 76.

Tous les liquides, et même la glace, donnent des vapeurs. La force élastique de la vapeur augmente en raison directe de la température, ce qui a permis de dresser des tables dans lesquelles on indique la force élastique correspondant à chaque degré de température (Dalton, Dulong). Ainsi, à la température de 13°, la force élastique de la vapeur d'eau est de 0, m. 66. A 100° cette force est un peu supérieure à 0, m. 76; c'est-à-dire qu'elle dépasse un peu celle de la pression atmosphérique ordinaire. L'eau bout à 109°, c'est-à-dire au moment où la vapeur qui se forme a une force élastique capable de faire (un peu au delà) équilibre au poids de l'atmosphère. On comprend aisément que la pression de l'atmosphère venant à diminuer, l'eau pourra bouillir au-dessous de 100°. En effet, l'eau bout à des degrés différents dans des localités de hauteurs différentes. La présence de certains sels et d'autres substances étrangères dans l'eau, peut retarder d'un et même de plusieurs degrés le point d'ébullition. L'eau est très-peu compressible; sa compressibilité est, suivant Oersted, d'un 43 millionième à 10° et à 0, m. 76.

L'eau commune n'est jamais pure. Indépendamment de l'air, elle tient en dissolution une quantité plus ou moins considérable de sels, tels que des sulfates de chaux, de soude, de potasse, de magnésie; des chlorures de sodium, de potassium, de magnésium; des bicarbonates de chaux, de magnésie, de fer, etc. Les eaux de la mer, qui sont le plus chargées de sels, contiennent en outre différents bromures et iodures. Lorsque l'un de ces sels, ou tout autre corps, prédomine plus spécialement, l'eau est appelée minérale; si c'est un sel de fer qui prédomine, l'eau est appelée *ferrugineuse*; si c'est un sulfure alcalin, c'est une *eau sulfureuse*; si c'est de l'acide carbonique, c'est une *eau gazeuse*, etc.

Pour purifier l'eau, il faut lui faire subir certaines opérations. Comme l'eau se réduit facilement en vapeur, et que la plupart des substances dissoutes dans l'eau sont fixes ou non décomposables à la température de l'ébullition, la chaleur qu'on lui applique est un excellent moyen de purification: la vapeur n'est autre chose que de l'eau sensiblement pure, à part quelques produits ammoniacaux et volatils qu'elle peut entraîner, et dont il est souvent difficile de la débarrasser. On condense la vapeur en la faisant passer par un tube qu'on rafraîchit par un filet d'eau, ou en la faisant arriver dans un récipient froid; cette opération s'appelle distillation. et l'eau ainsi obtenue, *eau distillée*. L'eau la plus pure, après l'eau distillée, est l'eau de pluie, qu'on peut recueillir directement dans des vases exposés à la pluie; cependant cette eau, comme l'eau ordinaire, est très-aérée, tandis que l'eau distillée est privée d'air. Mais l'eau de pluie renferme, outre l'air, des matières organiques suspendues dans l'air, que la pluie entraîne en tombant. Suivant M. Liebig, la pluie d'orage contient un peu d'acide azotique, formé probablement par l'action de la foudre, qui amène la combinaison d'une certaine quantité d'azote avec de l'oxygène d'air; cet acide n'y existe pas à l'état de liberté, mais combiné avec de la chaux ou de l'ammoniaque.

L'eau contenant de l'air est moins compressible que l'eau privée d'air, ce qui ne prouve pas, contrairement à l'opinion de M. Erdmann, que l'air soit chimiquement combiné avec l'eau. L'eau dissout un grand nombre d'acides, de bases et de sels. Quelques-unes de ces dissolutions, à quelque température qu'on les soumette, ne cèdent pas la totalité de l'eau. C'est ordinairement un équivalent (HO) qui résiste, et qui paraît alors former une véritable combinaison chimique (*hydrate*). Avec un acide, cet équivalent d'eau paraît jouer le rôle d'une base. C'est ainsi que l'acide sulfurique ordinaire le plus concentré contient toujours un équivalent d'eau (SO_3, HO), qui ne peut être chassé que par un équivalent de base, dans laquelle la quantité d'oxygène correspond exactement à celle de l'oxygène de l'eau; au contraire, avec une base,

cet équivalent d'eau paraît faire fonction d'acide. Ainsi, la potasse la plus concentrée possible contient toujours un équivalent d'eau (KO, HO), qui ne peut être expulsé que par la combinaison de la potasse avec un acide. Certains corps se décomposent dès qu'on leur enlève toute l'eau qu'ils renferment; c'est pourquoi en déshydratant les acides azotique, chlorique, oxalique, on les décompose en même temps. L'eau qui maintient ainsi les éléments d'un composé a été appelée *eau de combinaison* ou de *constitution*, pour la distinguer de l'eau de *crystallisation*, c'est-à-dire de l'eau nécessaire à certains corps composés pour revêtir des formes géométriques. Dans les cristaux d'oxysels, l'oxygène de cette eau est ordinairement un multiple ou un sous-multiple de l'oxygène de la base ou de l'oxygène de l'acide. Ainsi, dans les beaux cristaux couleur émeraude du sulfate double de potasse et de nickel (espèce d'alun), l'oxygène de l'eau de ces cristaux est le septuple de l'oxygène du fer et du nickel réunis. L'eau de cristallisation est quelquefois si faiblement combinée, qu'elle s'en va à la température ordinaire, et que les cristaux se réduisent en une sorte de poussière amorphe (*sels efflorescents*); les cristaux des sels de soude sont dans ce cas. L'eau de cristallisation ne paraît pas être combinée chimiquement; car, par l'action de la chaleur, les cristaux décrépitent en laissant dégager l'eau mécaniquement interposée dans leurs lamelles. A une chaleur plus forte, beaucoup de sels éprouvent la fusion aqueuse, c'est-à-dire qu'ils fondent dans leur eau de cristallisation.

Enfin l'eau offre le grand avantage de dissoudre un certain nombre de corps sans altérer sensiblement leurs propriétés physiques. Les propriétés chimiques elles-mêmes, loin de diminuer dans une dissolution aqueuse, semblent plutôt gagner en intensité; et l'ancien axiome, *Corpora non agunt, nisi sint dissoluta*, se justifie par de nombreuses applications. L'eau dissout très-peu de corps simples; elle dissout, au contraire, une infinité de corps composés; elle les dissout généralement mieux à chaud qu'à froid. Pour quelques sels, la solubilité est exactement proportionnelle à la température de l'eau; de telle manière qu'en représentant la température et la solubilité par des coordonnées d'une courbe, on pourrait dire que la solubilité de ces corps est représentée par une ligne droite. Dans d'autres cas, la solubilité va en augmentant jusqu'à 60 et 80°, température à laquelle a lieu le maximum; puis, à mesure que la température s'élève, la solubilité diminue plus ou moins régulièrement. Certains corps, très-penombreux, sont plus solubles à froid qu'à chaud. La chaux, la magnésie, le sulfate de manganèse, sont dans ce cas. D'autres corps, au lieu de se dissoudre, décomposent l'eau. C'est pourquoi le potassium et le sodium sont conservés dans l'huile de naphte. D'autres corps,

enfin, étant dissous ou simplement plongés dans l'eau, deviennent plus propres à absorber l'oxygène de l'air. Les acides sulfureux et fodydriques, le fer, le zinc, le cuivre, sont dans ce cas. Le plomb, par une exception singulière, ne s'oxyde et ne se carbonate que dans l'eau distillée. Pour connaître rigoureusement la composition d'un corps, il faut qu'on puisse ajouter à l'analyse sa contre-épreuve, c'est-à-dire la synthèse. Quand on enflamme de l'hydrogène dans un tube, au contact de l'air, il se produit de la vapeur d'eau qui se condense à la partie supérieure de ce tube. Cette expérience n'est pas encore concluante, puisqu'il y a dans l'air, indépendamment de l'oxygène, de l'azote et de l'acide carbonique. Quand on enflamme directement un mélange d'hydrogène et d'oxygène, il se produit encore de l'eau. Au moyen de l'eudiomètre, on détermine le rapport exact des volumes de ces gaz nécessaires pour former de l'eau. On trouve ainsi qu'il faut 2 volumes d'hydrogène pour 1 volume d'oxygène.

Lorsqu'on fait passer de l'eau en vapeur par un tube incandescent renfermant une quantité déterminée de fer, on obtient de l'hydrogène, dont la quantité représente exactement le volume nécessaire pour former de l'eau avec l'oxygène absorbé par le fer. On trouve ainsi que l'oxygène représente la moitié du volume de l'hydrogène dans le composé qui constitue l'eau. De là, la formule du composé exprimée en volume, = $H^2 O$, et en poids (équivalents) = $HO = 2$ volumes de vapeurs d'eau.

En effets,
 $0,06833$ (poids d'un vol. d'hydrogène)
 $0,06833$ (répété)
 $1,10260$ (poids d'un vol. d'oxygène)
 $1,21050 =$ (poids de 2 vol. de vapeur d'eau);
 d'où $\frac{1,21050}{1,10260} = 0,62013$ pour la densité de la vapeur d'eau. La différence entre cette densité théorique et la densité expérimentale est assez petite pour qu'on puisse l'attribuer à des erreurs d'observations. Pour connaître la quantité d'hydrogène contenue dans 100 parties d'eau, on n'a qu'à établir, d'après les données précédente, la proportion suivante:
 $1,2105 : 0,1577$ (poids de 2 vol. d'hydrogène) :
 $100 : x; x = 11,102$ (hydrogène).

Pour connaître la quantité d'oxygène, on a :
 $1,2105 : 1,1026 : 100 : x;$
 $x = 88,898$ (oxygène).

Donc, dans 100 p. d'eau, il y a :

$$H = 11,102$$

$$O = 88,898$$

$$100,000$$

Et, prenant l'oxygène pour terme de comparaison ou pour unité, on a :

$$88,898 : 11,102 : : 1 : x; x = 0,1243$$
 (hydrogène).

Si l'oxygène est exprimé par 100, l'hydrogène le sera par 12,43 (poids atomiques).

EAU BLANCHE (*Eau de Goulard, Eau végétalo-minérale*). Voyez ACÉTATE DE PLOMB.

EAU-DE-VIE. Voyez ALCOOL.

EAU DISTILLÉE. Voyez EAU.

EAU FERRUGINEUSE. Voyez EAU.

EAU-FORTE. Voyez AZOTIQUE, Acide.

EAU GAZEUSE. Voyez EAU.

EAU OXYGÉNÉE. Voyez BLOXYDE D'HYDROGÈNE.

EAU RÉGALE. Voyez AZOTIQUE, Acide.

EAU SULFUREUSE. Voyez EAU.

ÉBULLITION. État des corps liquides fournissant des vapeurs dont la tension est sensiblement supérieure à celle de l'atmosphère. La plupart des liquides ont besoin d'être chauffés pour acquérir cet état. L'eau, l'alcool, les huiles, etc., en offrent des exemples. Mais il y en a d'autres dont le point d'ébullition (c'est-à-dire, le degré de chaleur nécessaire pour produire des vapeurs dont la tension soit sensiblement supérieure à la pression atmosphérique) existe déjà à la température ordinaire de l'atmosphère. Tel est, par exemple, l'éther chlorhydrique, qui bout à 11° du thermomètre centigrade; versé sur la main, il se vaporise comme l'eau sur un fer rougi au feu. Le point d'ébullition varie pour chaque corps dans des limites difficiles à circonscrire d'une manière exacte. L'ébullition se manifeste par un mouvement tumultueux qui s'opère au sein du liquide: la vapeur, formée à la partie inférieure du vase, soulève les couches supérieures du liquide, et produit ainsi des courants ascendants au milieu du vase, et des courants descendants le long de ses parois. Tout liquide, soumis à l'action du feu, augmente graduellement de température jusqu'à son point d'ébullition; arrivé à ce point, il conserve une température constante, tant qu'il reste encore une molécule de liquide à vaporiser; et la vapeur elle-même a exactement la même température que le liquide bouillant. Ainsi l'eau, qui bout à 100° , accuse toujours la température de 100° , quelque forte que soit la chaleur qu'on lui applique.

ÉCROUISSEMENT (*Écrouissage*). Action qui consiste à frapper un métal malléable à coups de marteaux pour le rendre plus dense et plus élastique. Les métaux *écrouis* présentent quelques phénomènes d'optique peu examinés, que les Chinois ont mis à profit dans la fabrication de certains miroirs.

ÉCUME DE MER (*Magnésite*). Minéral dont l'élément principal est la terre magnésienne.

EFFERVESCENCE. On donne le nom d'effervescence à l'action de bouillonnement que produisent les gaz dans le liquide qu'ils traversent sous forme de bulles.

EFFLORESCENCE. Action par laquelle certains sels cristallisés deviennent opaques, blancs, pulvérulents, en perdant de l'eau de cristallisation. Les sels, qui s'altèrent ainsi à l'air, sont appelés *efflorescents*. Les sels de soude sont dans ce cas.

EFFLUVE. Émanation d'un fluide très-subtile. Le nom d'effluve s'applique en général à l'émanation d'un fluide impondérable, tel que

le fluide magnétique, le fluide électrique, etc.

ÉLAËNE. Corps blanc, obtenu par M. Frémy en distillant ensemble l'acide métolérique et l'acide hydrolérique. Il est insoluble dans l'eau, et se dissout aisément dans l'alcool et dans l'éther. Il bout à 110°, et brûle avec une belle flamme blanche. Formule : $C^{18} H^{16}$, correspondant à 4 vol. de vapeur.

ÉLAIÏQUE (Acide). Corps d'un éclat argentin, semblable à l'acide benzoïque. Il fond à 44°, et peut être distillé sans altération. Il est insoluble dans l'eau, et se dissout très-bien dans l'alcool; fondu avec l'oxyde de plomb, il perd 2,36 p. 100 d'eau. On prépare l'acide élaïdique en faisant passer, pendant quatre ou cinq minutes, un courant d'acide hyponitrique sur de l'acide oléique exempt d'acide margarique. Les *élaïdates* sont blanches et peu cristallisables. Formule de l'acide élaïdique : $C^{72} H^{66} O^3$.

ÉLALDÉHYDE. L'aldéhyde pur et anhydre, exposé pendant quelque temps à la température de 0°, perd la propriété de se mêler avec l'eau, et se transforme en une matière cristalline semblable à de la glace. C'est à cette matière que M. Fehling a donné le nom d'*élaïdehyde*. Elle fond à 2° en un liquide incolore analogue à l'éther, et bout à 91°. Sa vapeur brûle avec une flamme bleu. L'aldéhyde a la même composition que l'aldéhyde; mais, d'après la densité de sa vapeur, il faut tripler la formule.

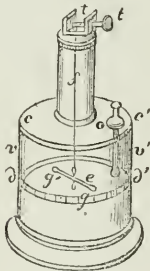
ÉLASTICITÉ. Propriété qu'ont les corps de revenir à leur volume ou à leur forme primitive après avoir été comprimés. Les gaz jouissent de cette propriété au plus haut degré. Une vessie d'air comprimée reprend son volume premier aussitôt que la compression a cessé. Aussi les gaz sont-ils appelés *fluides élastiques*. L'élasticité n'est pas aussi marquée dans les corps liquides et dans les corps solides. Parmi ces derniers on cite, pour son élasticité, le caoutchouc ou gomme élastique. Si des billes d'ivoire, de métal, de bois, etc., rebondissent après leur chute sur un plan résistant, c'est qu'ils s'aplatissent plus ou moins avant de se relever, ce qui est une preuve de leur compressibilité, et par conséquent de leur élasticité. Cet effet résulte toujours d'un dérangement des molécules, soit qu'il se fasse par pression ou par flexion, soit qu'il ait lieu par torsion ou par traction. On juge aisément qu'il y a, pour chaque corps, des limites à ces dérangements, et par conséquent des limites à l'élasticité.

ÉLATÉRIQUE. Principe cristallin, obtenu par Martius en épuisant par l'alcool l'extract aqueux de concombre sauvage (*Momordica elaterium*). L'élatérique est insoluble dans l'eau; elle se dissout dans 2 p. d'alcool bouillant, dans l'éther et les huiles grasses. Elle fond un peu au-dessus de 100°, et se volatilise en répandant des vapeurs blanches et aérées. Elle excite le vomissement, à la dose de $\frac{1}{17}$ grain. Composition inconnue.

ÉLECTRICITÉ. Fluide impondéré, universellement répandu, dont on apprécie les effets, sans en connaître l'origine ni la véritable nature. Les Grecs, qui avaient donné au succin le nom de ἤλεκτρον (de ἔλκω, j'attire), savaient déjà que cette matière acquiert par le frottement la propriété d'attirer des corps légers. Mais ils ne poussèrent pas plus loin leurs investigations. Plus tard, le principe de cette attraction mystérieuse fut appelé *électricité*, du nom même que les Grecs avaient donné au succin. Vers le milieu du dix-septième siècle, le docteur Wall observa le premier l'étincelle électrique, produite par la main de l'homme. Après avoir frotté un grand cylindre de succin, il y porta le doigt, et à l'instant même il en vit jaillir l'étincelle électrique, avec la lumière bleuâtre et le bruit particulier qui la caractérisent. Et, chose digne de remarque, ce phénomène fut aussitôt comparé à celui de la foudre. C'est ainsi que l'imagination rencontra la vérité du premier jet. Cette donnée fut comme le premier anneau d'une longue suite de recherches et d'expériences qui se perpétuent depuis près de deux siècles, et qui sont destinées à conduire à la solution d'un problème peut-être insaisissable. Ces expériences eurent d'abord pour but de constater l'existence de l'électricité atmosphérique; et on choisit pour cela le moment des orages. Franklin (de qui l'on a dit avec raison, *Eripuit celo fulmen sceptrumque tyrannis*) fit, en 1752, son expérience si connue du cerf-volant, et obtint ainsi des signes non équivoques d'électricité. En 1755, un magistrat français, de Romans, substitua au cerf-volant des barres métalliques élevées; et comme il avait eu l'heureuse idée de mettre un fil de métal dans toute la longueur de la corde, il obtint, en touchant celle-ci, des étincelles d'une grandeur surprenante. « Imaginez-vous de voir, dit-il, des lames de feu de neuf ou dix pieds de longueur et d'un pouce de grosseur, qui faisaient autant et plus de bruit que des coups de pistolet. En moins d'une heure, j'eus certainement trente lames de cette dimension, sans compter mille autres de sept pieds et au-dessous. » (*Mémoires des savants étrangers*, tome IV.) Ces expériences, répétées par l'abbé Nollet, Dufay, Reichman, etc., démontrèrent que la foudre n'est en effet qu'une étincelle électrique. Cette démonstration fournit à Franklin l'idée de la construction des *paratonnerres* (Voyez ce mot).

Après avoir indiqué le point de départ des recherches sur l'électricité, nous allons faire connaître sommairement les effets de ce fluide et les lois générales qui en découlent. Plusieurs matières (le succin, la résine, le soufre, etc.) acquièrent par le frottement la propriété d'attirer des corps légers, tels que la moelle de surcau, les barbes de plume, la laine, la soie, etc. L'électricité est la cause de cette attraction. On se sert de divers appa-

reils, appelés *électroscopes*, pour s'assurer si des corps deviennent électriques par le frottement. Le *pendule électrique* est le plus simple des électroscopes : il se compose d'une petite balle de sureau, suspendue à l'extrémité d'un fil de soie. La balle de sureau est attirée, si le corps que l'on veut éprouver est électrique. L'*aiguille électrique* est un électroscope un peu plus sensible que le précédent : elle consiste en un fil métallique, terminé par deux boules de cuivre creuses ; au milieu de la longueur de ce fil est une chape en acier, que l'on pose sur un pivot. L'*électroscope* de Coulomb est le plus apte à constater la présence de la force électrique. Il est représenté par la figure suivante :



A un fil de coton *f* est suspendue une aiguille de gomme laque *gg'*, et un petit cercle de clinquant *e*. Le fil est roulé sur un treuil *t*, qui sert à élever ou à abaisser l'aiguille. Une cage de verre *ce'* met l'aiguille à l'abri des mouvements de l'air ; elle porte une circonférence divisée *gd'*, et un couvercle *ce'* percé d'une ouverture *o*, par laquelle on fait descendre lentement les corps électrisés, qui doivent attirer l'extrémité de l'aiguille pour la faire tourner. Au moyen de ces appareils si simples, on arrive à classer tous les corps en *idio-électriques*, c'est-à-dire qui acquièrent de l'électricité par le frottement, et en *anélectriques*, c'est-à-dire qui n'acquièrent pas d'électricité par le frottement. Les métaux sont dans ce cas. Mais si les corps anélectriques ne sont pas susceptibles de s'électriser par le frottement, ils jouissent de la propriété de se laisser facilement pénétrer de l'électricité qui leur est communiquée, et de la conduire avec une rapidité incommensurable. Cette propriété fut découverte en 1727 par Gray, physicien anglais. Les corps qui la possèdent sont appelés *bons conducteurs* de l'électricité. Les corps *idio-électriques* sont, au contraire, *mauvais conducteurs*, c'est-à-dire que l'électricité ne se répand jamais sur leurs surfaces. Le verre, les résines, la gomme laque, le soufre, le succin, l'air sec, etc., sont des corps non conducteurs ; les métaux, le sol, l'eau, la vapeur d'eau, le

corps humain, sont de bons conducteurs. C'est pourquoi l'électricité se dissipe promptement dans l'air humide, tandis qu'elle se conserve bien dans l'air sec. Les plus mauvais conducteurs portent aussi le nom de corps *isolants*, car les corps électrisés qui reposent sur eux conservent longtemps leur électricité, et sont comme *isolés* du sol, qui est bon conducteur.

Il y a deux espèces d'électricité, ou deux fluides électriques. Les corps en repos renferment ces deux fluides à l'état latent (fluide combiné). Mais, dès qu'ils sont mis en contact avec des corps électrisés, le fluide combiné se décompose et sort de l'état latent. En effet, lorsqu'on approche d'une balle de sureau suspendue par un fil de soie un tube électrisé, on remarque qu'elle est attirée et vient se coller au tube, mais qu'elle est bientôt *repoussée* comme elle avait été *attirée*. Cette répulsion de la balle est due à l'électricité qu'elle a prise au tube ; car, en la touchant avec la main pour la remettre à l'état naturel, elle est attirée de nouveau et de nouveau repoussée, après quelques instants de contact. Si l'on fait l'expérience avec deux balles de sureau, dont l'une est électrisée par le verre et repoussée par lui, l'autre électrisée par la résine et repoussée par elle, on observe que le verre attire fortement la balle électrisée par la résine, et réciproquement la résine attire vivement la balle électrisée par le verre. Il résulte de là que l'électricité du verre et celle de la résine ne sont pas identiques : l'une attire ce qui est repoussé par l'autre. La première a été appelée *électricité vitrée*, et la seconde *électricité résineuse*. La découverte de ces deux espèces d'électricité a été faite en 1733 par Dufay, physicien français. On substitue généralement à l'électricité vitrée le nom d'*électricité positive*, et à l'électricité résineuse celui d'*électricité négative*. De ce qui précède nous sommes arrivés à la conclusion, que les *électricités de noms contraires s'attirent*, et que les *électricités de mêmes noms se repoussent*.

L'électricité peut être communiquée au contact et à distance. Communiquée à distance, elle présente le phénomène de l'*étincelle électrique*. Plus la surface du conducteur est large, plus la communication est facile ; et l'étincelle part quelquefois à 20, 30, 40 ou même 50 centimètres de distance ; sa lumière est éblouissante, et le bruit qui l'accompagne semblable à un coup de fouet. Le conducteur qui offre la plus large surface est nécessairement le sol, qu'on appelle aussi le *réservoir commun*. Une boule de cuivre, isolée par un manche de verre, ne tire de la *machine électrique* (voyez ce mot) que de très-faibles étincelles ; tandis qu'elle tire les plus fortes étincelles, lorsqu'elle communique au sol par une chaîne conductrice. L'étincelle peut, comme le feu, enflammer l'éther et l'alcool. Elle détermine la combinaison de beaucoup de gaz simples, et la décomposition de plusieurs gaz

composés. C'est sur la combustion de l'hydrogène et de l'oxygène, excitée par l'étincelle électrique, que repose l'*éudiométrie*.

Un corps électrisé décompose à distance les électricités naturelles de tous les corps conducteurs. Ces corps peuvent, sans rien perdre et sans rien recevoir, être constitués dans un état électrique particulier, provenant de la cause agissante à laquelle ils sont soumis. C'est cette électricité produite à distance qu'on a nommée *électricité par influence*. Les corps électrisés par influence reviennent à leur état primitif dès que l'influence cesse. On peut la détruire soit graduellement, en tirant des corps électrisés de petites étincelles avec un corps isolé, soit subitement, en tirant du corps électrisé une étincelle totale qui le décharge complètement. Lorsque les deux fluides électriques, décomposés par influence et refoulés à une certaine distance l'un de l'autre, viennent à se rejoindre, on remarque que les molécules des corps sont violemment agitées. Cette commotion s'appelle le *choc de retour*. En touchant les corps conducteurs lorsqu'ils sont soumis à l'influence, on en peut tirer l'une ou l'autre électricité; mais on ne peut les charger que d'une seule électricité, en les mettant en communication avec le sol. Voyez ÉLECTROPHORE, ÉLECTROSCOPE, MACHINE ÉLECTRIQUE.

Par la balance à torsion et par les oscillations d'une petite aiguille, Coulomb est arrivé à cette loi fondamentale, que les attractions et les répulsions électriques sont en raison composée des quantités de fluide, et en raison inverse du carré des distances. Les expériences de Coulomb sur la distribution de l'électricité à la surface des corps conducteurs (*Mémoires de l'Académie*, année 1787) ont été plus tard confirmées par l'analyse mathématique. Voici les principaux résultats auxquels est arrivé à ce sujet M. Poisson (*Mémoires de l'Académie des sciences*, année 1811): 1° Quel que soit le rapport des rayons de deux sphères électrisées quand elles se touchent, l'épaisseur électrique est nulle au point de contact; 2° à partir du point de contact, l'épaisseur électrique croît lentement; dès qu'elle devient sensible, elle est plus grande sur la sphère du plus grand rayon; mais ensuite, à une certaine distance, elle commence à croître plus rapidement sur la plus petite sphère, de telle sorte qu'elle y est toujours plus grande à une demi-circonférence de distance du point de contact; 3° en ces points, diamétralement opposés au point de contact, le rapport des épaisseurs est d'autant plus grand que la petite sphère est plus petite, mais il tend vers une limite qui est 4,2; 4° quand on sépare ces sphères, et qu'on les soustrait à leur action mutuelle, l'épaisseur électrique est toujours plus grande sur la plus petite; le rapport de ces épaisseurs tend pareillement vers une limite qui est 8/3; 5° quand une petite sphère, prise à l'état naturel, est

électrisée par l'influence d'une sphère plus grande, elle réagit sur celle-ci pour troubler l'épaisseur uniforme de sa couche électrique, et alors cette épaisseur va en décroissant depuis le point le plus voisin de la petite sphère jusqu'à une distance de 3/4 de circonférence; au delà, elle devient croissante jusqu'au point diamétralement opposé.

On a émis les opinions les plus diverses sur l'origine et la nature de l'électricité, sur la cause de la lumière électrique, et celle du mouvement des corps non conducteurs électrisés. Toutes ces questions ne sont pas aujourd'hui plus avancées qu'elles ne l'étaient au siècle passé. Selon l'abbé Nollet, le fluide électrique, plus subtil que l'air, n'est qu'une modification particulière du calorique et de la lumière. Voici les analogies sur lesquelles cet habile physicien avait fondé son opinion: Le fluide électrique enflamme, comme le feu, les liqueurs spiritueuses et fond les métaux; il partage avec la lumière la propriété de se montrer sous forme d'aigrettes et d'étincelles brillantes, et de se transmettre dans le vide. Les corps deviennent électriques et chauds par des moyens identiques. Les corps qui conduisent bien la chaleur sont aussi de bons conducteurs de l'électricité; au contraire, ceux qui conduisent mal la chaleur sont également de mauvais conducteurs de l'électricité. Telles sont les analogies sur lesquelles l'abbé Nollet appuyait son opinion. « Il faut cependant avouer, dit-il, que la matière électrique n'est pas purement et simplement l'élément du feu, dépourvu de toute autre substance; l'odeur de phosphore qu'elle fait sentir, et les couleurs violettes ou purpurines qu'elle revêt, le prouvent. Il paraît donc très-probable que la matière électrique, la même au fond que celle du feu élémentaire ou de la lumière, est unie à certaines parties du corps électrisant ou du corps électrisé, ou du milieu par lequel elle a passé. » (Nollet, *Essai sur l'électricité des corps*, Paris, 1750). — Suivant Dufay, tout corps électrisé, soit par frottement, soit par communication, est entouré d'un tourbillon qui s'étend plus ou moins loin, et au moyen duquel on peut expliquer non-seulement les attractions et répulsions, mais même tous les phénomènes électriques. (*Mémoires de l'Académie des sciences*, année 1733). — L'hypothèse de Jallabert a beaucoup d'analogie avec celle émise par plusieurs savants de nos jours. D'après ce physicien, « l'électricité est un fluide très-délié, très-élastique, remplissant l'univers et les pores des substances même les plus denses, tendant toujours à l'équilibre ou à remplir les vides. La densité de ce fluide n'est pas la même dans tous les corps; en sorte que les interstices que laissent entre elles les particules de l'air renferment un fluide plus dense que celui qui se trouve dans les pores du bois ou du métal. » — Voici comment Franklin s'exprime sur l'électricité: « La matière commune est une espèce d'é-

pouge pour le fluide électrique. Une éponge ne recevrait pas l'eau, si les parties de l'eau n'étaient pas plus petites que les pores de l'éponge; elle ne la recevrait que bien lentement, il n'y aurait pas une attraction mutuelle entre ses parties et les parties de l'éponge; celle-ci s'en imbiberait plus promptement si l'attraction-réproque entre les parties de l'eau n'y mettait pas d'obstacle, en ce qu'il doit y avoir quelque force employée pour les séparer; enfin l'imbibition serait très-rapide si, au lieu d'attraction, il y avait entre les parties de l'eau une répulsion mutuelle, qui concourût avec l'attraction de l'éponge. C'est précisément le cas où se trouve la matière électrique et la matière commune. Mais, dans la matière commune, il y a autant de matière électrique qu'elle peut en contenir dans sa substance; si l'on en ajoute davantage, le surplus reste sur la surface, et forme ce que nous appelons une atmosphère électrique, et l'on dit alors que le corps est électrisé.» — Suivant une hypothèse récente, développée par *Davy, Oerstedt et Berzelius*, tous les atomes de la matière pondérable doivent être regardés comme les éléments entre lesquels s'accomplissent toutes les décompositions et toutes les recompositions électriques. Les atomes posséderaient primitivement l'un des fluides : les uns, appelés *électro-positifs*, posséderaient primitivement le fluide positif ou vitré; les autres, appelés *électro-négatifs*, renfermeraient primitivement le fluide négatif ou résineux : les premiers, enveloppés du fluide neutre, auraient attiré du fluide négatif, tandis que les derniers auraient attiré du fluide positif; de telle sorte qu'ils seraient l'un et l'autre à l'état naturel.

Quoi qu'il en soit de ces diverses explications, l'électricité peut être provoquée par des moyens mécaniques (le frottement et la pression), par une action chimique, par la chaleur, et par l'influence magnétique. Nous ne savons rien sur sa manière d'être dans les corps; nous ignorons même si c'est un agent matériel, ou seulement une propriété de la matière. On incline cependant de plus en plus vers l'opinion de l'abbé *Nollet*. La chaleur produite par le fluide électrique est si intense, qu'elle fait fondre les métaux les plus réfractaires. La lumière électrique est composée comme la lumière solaire; elle provient, selon *M. Biot*, de la condensation de l'air, causée par le mouvement rapide de l'électricité. Lorsque l'air est dense, cette lumière est blanche et éclatante, tandis que, dans un air raréfié, elle est diffuse et de couleur rougeâtre. Lorsqu'on fait passer l'électricité électrique à travers le vide barométrique, on remarque qu'elle devient successivement verdâtre, bleue, pourpre, à mesure qu'on y fait arriver l'air. Lorsque le vide a été fait, non plus sur le mercure, mais sur une colonne d'alliage fusible d'étain et de bismuth, l'électricité est jaunâtre et très-pâle. *H. Davy* conclut de

ces expériences, que la lumière électrique dépend de quelques propriétés inhérentes à la matière pondérable à travers laquelle elle passe, et que l'espace est capable d'offrir des phénomènes lumineux, bien qu'il ne contienne pas une quantité appréciable de matière.

La pression est une source d'électricité que *M. Becquerel* a trouvée commune à tous les corps; mais lorsqu'on excite l'électricité par la pression, il importe d'isoler les corps, afin d'empêcher que le fluide électrique ne s'échappe. Deux corps de matière différente, isolés et pressés l'un contre l'autre, sont électrisés; mais ils ne prennent les électricités contraires que lorsque l'un d'eux, est bon conducteur. Si les deux corps sont bons conducteurs, il faut, après la pression, les séparer avec une extrême rapidité; car les deux fluides contraires ne tarderaient pas à se réunir pour reprendre l'état naturel. Si cette séparation est assez rapide, on remarque que la tension des deux électricités est assez grande pour produire de la lumière. Le spath d'Islande devient électrique par la simple pression entre le pouce et l'index, et il conserve cet état pendant longtemps. Toutes ces circonstances sont modifiées par la température des corps, l'état de leurs surfaces et celui de l'atmosphère. Plusieurs substances cristallines deviennent électriques par la chaleur. C'est ainsi que la *tourmaline* peut acquies dans l'une de ses extrémités l'électricité positive, et dans l'autre l'électricité négative, tandis que le milieu conserve l'état neutre. Si on brise cette pierre par le milieu, on trouve que chaque fragment possède, comme la totalité de la pierre, l'électricité positive à l'un des bouts, et l'extrémité négative à l'autre. L'électricité est développée par le passage des corps de l'état liquide à l'état solide, ou de l'état gazeux à l'état liquide. La condensation de la vapeur d'eau dans l'air est aussi une grande source de l'électricité atmosphérique.

Electricité atmosphérique. Lorsque le temps est serein, l'atmosphère est presque toujours douée de l'électricité positive. Cette électricité est plus intense en hiver qu'en été, et plus marquée pendant le jour que pendant la nuit. A partir du lever du soleil, son intensité s'accroît pendant deux ou trois heures, et atteint son *maximum* entre sept et huit heures; elle commence ensuite à décroître vers le milieu du jour, arrive à son *minimum* entre une et deux heures; elle augmente de nouveau à mesure que le soleil disparaît de l'horizon; enfin après le coucher du soleil elle diminue, et reste faible durant toute la nuit. L'électricité atmosphérique doit, en grande partie, son origine, à l'évaporation des eaux qui couvrent la majeure partie de la surface du globe. L'eau distillée ne donne pas d'électricité par l'évaporation; il faut que l'eau renferme en dissolution des

sels alcalins et terreux, ou toute autre matière. Or, c'est la précisément le cas de toutes les eaux répandues à la surface de la terre. M. Pouillet a observé qu'il se produit de l'électricité positive par l'évaporation, lorsque l'eau contient en dissolution un gaz ou un sel acide; tandis qu'elle donne de l'électricité négative lorsqu'elle contient un alcali (potasse, soude, chaux, etc.). L'Océan est donc une immense source d'électricité atmosphérique. Suivant M. Pouillet, les plantes développent, pendant la végétation, une quantité considérable d'électricité positive; mais ceci se concilierait difficilement avec le fait que l'atmosphère est plus chargée d'électricité en hiver qu'en été. Aussi, M. de la Rive est-il arrivé à des résultats opposés à ceux de M. Pouillet; et il s'accorde avec l'opinion de M. Becquerel, que la cause d'électricité que M. Pouillet attribue à la végétation doit être mise sur le compte de l'inégale distribution de la chaleur. Les nuages doivent leur existence, peut-être même leur forme vésiculaire, à l'électricité. Lorsque l'électricité est entièrement positive ou négative, les vésicules de vapeur aqueuse constituant les nuages se repressent les unes les autres, et préviennent ainsi leur union, ou la formation de la pluie. Le frottement des surfaces de deux couches d'air, mues dans des directions différentes, développe probablement aussi de l'électricité. Si les deux couches sont de températures différentes, une portion de la vapeur qu'elles renferment sera condensée; l'électricité développée par cette condensation sera absorbée par la vapeur, qui prendra alors l'état vésiculaire d'un nuage. Une immense quantité de fluide électrique, soit positif, soit négatif, peut être ainsi accumulée. Deux nuages chargés d'électricités contraires, arrivés en présence l'un de l'autre, occasionnent une décharge si la tension électrique surpasse la pression coercitive de l'atmosphère. Cette décharge s'appelle la foudre. Le phénomène a souvent lieu, non plus entre deux nuages d'électricités opposées, mais entre la terre et un nuage doué d'électricité contraire. Mais la foudre est si rapide, qu'il est impossible de discerner si elle va du sol au nuage, ou si elle descend du nuage au sol.

A l'approche de la pluie, de la neige, du vent, de la grêle, etc., l'atmosphère acquiert une électricité positive très-intense. Un conducteur isolé donne, dans ces moments, une si grande quantité d'étincelles, qu'il est dangereux d'en approcher.

La vitesse avec laquelle le fluide électrique se transmet est extrême. Les rayons d'une roue tournant rapidement sur son axe, sont invisibles; mais on les distingue parfaitement, dès qu'on vient à les éclairer subitement par une étincelle électrique. Dans cette expérience, imaginée par M. Watstone, l'intervalle qui s'écoule entre l'apparition et la cessation de l'étincelle électrique est si

court, que la roue paraît être en repos, quelle que soit la rapidité avec laquelle on la tourne. La même expérience peut se faire avec un disque de carton divisé en trois secteurs, dont l'un est peint en bleu, l'autre en jaune, et le troisième en rouge. Ce disque coloré, tourné avec une grande vitesse, produit la sensation de la lumière blanche; parce que les intervalles avec lesquels les couleurs, peintes sur le disque, se succèdent, sont trop rapprochés pour être sensibles à la rétine. Mais dès qu'on éclaire le disque par une étincelle électrique, on aperçoit chaque couleur distinctement, comme si le disque était en repos. De ces expériences et de plusieurs autres, M. Watstone a conclu que le fluide électrique se transmet avec plus de vitesse encore que la lumière du soleil.

L'électricité n'a pas encore reçu les applications utiles que nous sommes en droit d'attendre de cet agent merveilleux. Cela tient probablement à ce que l'électricité exige encore une étude approfondie, et que les physiiciens sont loin d'avoir dit à ce sujet le dernier mot. Tout récemment on a songé d'appliquer l'électricité à la dorure, à l'argenteure (*voyez P. LE*), à l'extraction des métaux de leurs minerais, et au perfectionnement de la télégraphie.

ÉLECTROMAGNÉTISME. *Voyez GALVANISME ET MAGNÉTISME.*

ÉLECTROMÈTRE. *Voyez GALVANOMÈTRE.*

ÉLECTROPHORE. Machine électrique, inventée par Volta. Elle se compose d'un gâteau de résine coulée dans un moule de bois, et d'un plateau de cuivre ou de bois revêtu d'étain, auquel est adapté un manche en verre. Pour l'électriser, on bat toute la surface de la résine avec une peau de chat, on pose sur elle le plateau par son manche isolant, et avec le doigt on en tire une étincelle, afin d'éloigner l'électricité résineuse qui s'écoule dans le sol. Le plateau se charge ainsi fortement d'électricité vitrée. Dans cette expérience, l'électricité de la résine décompose par influence l'électricité naturelle du plateau, à travers la mince couche d'air qui l'en sépare: l'électricité vitrée qu'elle attire ne peut pas venir la neutraliser, parce qu'elle ne peut pas s'accumuler sur un point pour vaincre la résistance de l'air.

ELECTROSCOPE. *Voyez ÉLECTRICITÉ.*

ELECTRUM. *Voyez SUCCEIN.*

ÉLÉMENT. On donne le nom d'élément à tout corps qui, dans l'état actuel de la science, n'a pu être décomposé en d'autres principes plus simples. La chimie compte aujourd'hui au moins cinquante-cinq corps simples ou *élémentaires*; ce qui ne veut pas dire que ces corps ne puissent un jour être décomposés en d'autres éléments plus simples encore. C'est ainsi que la *potasse*, la *soude*, la *silice*, l'*alumine*, la *chaux* et la *magnésie*, étaient, à l'époque de Lavoisier, encore comp-

tées au nombre des corps simples, tandis que, peu d'années après, l'expérience démontra que chacun de ces corps se compose de deux éléments. En science, comme partout ailleurs, il n'y a pas de connaissances *absolues*.

ELLAGIQUE (Acide). M. Chevreul a donné le nom d'acide *ellagique* à une poudre grise accompagnant le dépôt d'acide gallique qui se forme dans les solutions concentrées exposées à l'air. Cette poudre est soluble dans les alcalis, et précipitable par les acides. Soumis à la chaleur, l'acide ellagique sec donne naissance à des vapeurs d'un jaune verdâtre, qui se condensent sous forme d'aiguilles transparentes. Ces cristaux sont insolubles dans l'eau, dans l'éther et dans l'alcool; ils sont dissous par l'acide nitrique, avec une teinte rouge de sang. M. Grisehon a constaté la présence de l'acide ellagique dans la racine de tormentille. Formule : $C_7 H^3 O^5$ (acide ellagique anhydre).

ELLIPSE. Une des sections coniques, obtenue en coupant un cône par un plan qui soit oblique à l'axe et aux deux côtés du cône, mais de manière que la section passe par les deux côtés du cône. L'ellipse a deux axes, un grand et un petit, et deux points situés sur le trajet du grand axe, que l'on appelle *foyers*. L'ellipse est telle, que deux lignes droites tirées de ses deux foyers, à un même point quelconque de la circonférence, égalent ensemble le grand axe. Kepler a découvert que le mouvement des planètes s'effectue dans des courbes de cette espèce, et que l'un des foyers de ces ellipses est occupé par le soleil.

EMBAULEMENT. Opération que l'on pratique sur les corps humains ou les corps d'animaux dans le but de les conserver, en s'opposant à leur putréfaction. L'embaumement remonte aux temps les plus reculés. Hérodote et Moïse nous fournissent à ce sujet les documents authentiques les plus anciens. (*Voy. Hoefcr, Histoire de la chimie*, tome I, p. 32). Il y avait en Egypte des prêtres particulièrement chargés du soin de préparer les corps et de les embaumer. Ces prêtres portaient le nom de *rephim*, qui signifie littéralement faiseurs de sutures ou de bandellettes, et que l'on a inexactement traduit par *médicins*. S'il est vrai que les momies les plus anciennes remontent à deux ou trois mille ans avant l'ère chrétienne, on pourra se faire une idée de l'antiquité de l'art de l'embaumement en usage chez les Egyptiens. On a beaucoup admiré l'art égyptien de l'embaumement d'après les monuments qui nous en restent, et on en est venu à conclure que les anciens possédaient des secrets dont la connaissance n'est pas arrivée jusqu'à nous. Il y a ici de l'exagération, parce qu'on n'a pas tenu compte du climat, de l'état atmosphérique, en un mot des circonstances environnantes. Et c'est pourtant là qu'il fallait chercher le grand secret de l'art égyptien. Ne rencontre-t-on pas souvent dans les déserts de l'Afrique des momies d'hommes ou d'animaux

uniquement préparées par le soleil et les sables brûlants, et qui, dans un état complet de dessiccation, se sont conservées pendant des siècles? Si les embaumeurs anciens avaient pratiqué leur art sur les bords de la Seine ou sur ceux de la Tamise, nous ne verrions probablement pas beaucoup de momies dans nos musées.

ÉMERAUDE. Pierre précieuse composée d'oxyde de chrome mêlé de silice, de glucyne, d'alumine, d'oxyde de fer et d'oxyde de tantale. Elle se trouve naturellement cristallisée en prismes hexaédriques réguliers, d'un très-beau vert poireau.

ÉMÉTINE. Alcaloïde découvert en 1817 par Pelletier et Caventou. Il existe dans plusieurs variétés d'*ipécaeuanha* du commerce. On l'obtient en traitant l'extrait aqueux d'*ipécaeuanha* par l'alcool bouillant, et en évaporant la solution jusqu'à siccité. L'émétine est pulvérulente, blanche, inodore, et presque sans saveur. Elle est très-peu soluble dans l'eau et dans l'éther, tandis qu'elle se dissout très-bien dans l'alcool. Elle fond vers 180°. Par l'action de l'acide nitrique concentré, elle se change en une matière jaune, résinoïde, amère, qui se convertit peu à peu en acide oxalique. A la dose de $\frac{1}{10}$ grain, l'émétine agit comme vomitif. Elle forme avec les acides des sels neutres, cristallisables. Ces sels sont précipités par l'infusion de noix de galle, qui peut servir comme contrepoison de l'émétine. Formule incertaine.

ÉMÉTIQUE. Synonymes : *Tartre stibié*; *Tartrate basique d'oxyde d'antimoine et de potasse*. L'émétique était déjà connu de Mynsicht vers le milieu du dix-septième siècle. Il cristallise en prismes rectangulaires; les cristaux deviennent opaques à l'air; leur saveur est légèrement sucrée, d'un arrière-goût styptique et nauséabond. L'émétique présente une réaction acide; il est soluble dans 13 p. d'eau froide et dans 2 p. d'eau bouillante. Les acides sulfurique, nitrique et chlorhydrique produisent dans la solution aqueuse des précipités de sels basiques d'oxyde d'antimoine; la liqueur contient en dissolution du tartrate neutre d'oxyde d'antimoine et de potasse. L'hydrogène sulfuré précipite en rouge foncé la solution d'émétique étendue. Chauffé dans un vase foncé, l'émétique se transforme en un alliage de potassium et d'antimoine, qui décompose l'eau, en dégageant de l'hydrogène. A la dose de 1 à 4 grains, l'émétique agit comme vomitif. A une dose plus élevée, il est employé comme contre-stimulant, d'après la méthode de Rasori. Le meilleur procédé de préparation consiste à broyer ensemble 3 parties d'oxyde d'antimoine pur et 4 parties de crème de tartre, en y ajoutant assez d'eau pour former une bouillie liquide. On évapore ensuite le mélange à 60°; enfin on le redissout dans 13 parties d'eau froide, on le fait bouillir pendant une demi-heure, et on filtre la liqueur encore bouillante pour la faire cristalliser. Formule de l'émétique : $T, Sb^2 O^3, KO + 2 H^2 O$

(Wallquist, Dulc); $T, Sb^2 O^3, KO + H_2O$
(Pumas).

EMPOISONNEMENT. Introduction d'une matière minérale ou organique dans l'économie animale; introduction suivie bientôt d'une perturbation si profonde, que, dans quelques cas, la mort est presque instantanée. L'empoisonnement peut avoir lieu de plusieurs manières : 1° par l'ingestion du poison dans les voies digestives; 2° par l'absorption ou l'application du poison sur la peau dénudée de l'épiderme; 3° par la voie de la respiration. Dans tous les cas, le poison pénètre par les vaisseaux absorbants, dans le torrent de la circulation, et porte le trouble dans l'organisme. La solubilité est la condition principale de l'absorption. Tous les poisons sont donc plus ou moins solubles. Aucune matière insoluble ne peut être un poison; car le verre pilé, introduit dans l'estomac, agit mécaniquement sur les tissus, en les déchirant; la mort qu'il détermine n'est donc pas l'effet d'une action dynamique, qui caractérise les substances vénéneuses proprement dites. Ces données conduisent naturellement aux moyens qu'il faut employer pour combattre l'empoisonnement. Après avoir essayé d'expulser par le vomissement une partie du poison introduit dans l'estomac, on cherche à neutraliser ou à rendre insoluble la partie du poison qui n'a pu être rejetée par le vomissement.

Les matières employées pour neutraliser ou rendre insolubles les poisons au sein de l'économie, sont appelées *contre-poisons* ou *antidotes*. C'est ainsi que l'oxyde de fer a été employé pour neutraliser l'effet de l'acide arsénieux, avec lequel il forme un arsénite de fer neutre et insoluble. L'albunine a été employée dans l'empoisonnement par le sublimé corrosif (bichlorure de mercure), parce que ce dernier sel, qui est très-soluble, est réduit par l'albunine à l'état de calomelas (protochlorure de mercure), qui est très-peu soluble. Dans les empoisonnements par les acides, les bases salifiables sont les meilleurs contre-poisons; et réciproquement, dans les empoisonnements par les bases salifiables caustiques, telles que la potasse, la soude, l'ammoniaque, les acides se recommandent naturellement. En général, il ne faut pas trop compter sur l'efficacité des contre-poisons, par la raison très-simple qu'une grande partie de la substance vénéneuse, ingérée dans les voies digestives, échappe, par l'absorption, à l'action neutralisante des contre-poisons, qui d'ailleurs ne sont presque jamais administrés à temps, c'est-à-dire au moment même de l'empoisonnement.

L'absorption des substances toxiques, et le moyen d'en constater la présence dans un corps empoisonné, devaient particulièrement fixer, en médecine légale, l'attention des chimistes experts. Ces deux questions sont en effet inséparables l'une de l'autre; car s'il est vrai que le poison, introduit dans l'éco-

nomie d'une manière quelconque, pénètre, par l'absorption, dans toutes les parties du corps, jusque dans la substance même des os, le chimiste expert, appelé en témoignage devant la justice pour constater le *corpus delicti*, c'est-à-dire le poison, s'imposera le devoir rigoureux d'explorer, par tous les moyens d'investigation connus, non plus seulement l'estomac et les intestins, mais encore les muscles, le cerveau, le foie, le cœur, les poumons, enfin toutes les parties du corps dont il pourra disposer. Tous les tissus absorbent-ils également les poisons? l'absorption est-elle en raison de la vascularité des tissus? Quelques poisons, comme l'arsenic, l'antimoine, se déposent-ils, *se localisent-ils* dans certaines organes, comme le foie et les poumons, en y établissant, pour ainsi dire, leur siège de prédilection? La plupart de ces questions, du plus haut intérêt pour la toxicologie, ne sont pas encore résolues définitivement. Quant à la constatation directe des poisons à l'aide des procédés chimiques, la science a fait depuis quelque temps des progrès si rapides, que désormais le crime restera difficilement impuni, à l'ombre de l'ignorance.

Tous les poisons empruntés au règne minéral peuvent se retrouver entre les mains d'un chimiste expérimenté. Mais il n'en est pas de même des poisons empruntés au règne végétal ou animal. Ceux-là ne sont pas réfractaires au feu comme les premiers. Les poisons organiques s'allèrent et se détruisent par l'action de la chaleur, en donnant naissance à des produits qui n'ont plus les caractères d'un poison. L'avenir de la toxicologie repose donc sur la découverte des moyens qui permettraient d'extraire d'un corps empoisonné les poisons organiques, avec toutes les propriétés qui les caractérisent dans leur état d'intégrité.

EMPYREUMATIQUE. On donne cette épithète aux produits liquides ou huileux, provenant de la distillation sèche de matières organiques. Ces produits ont une odeur particulière, qui rappelle celle de la créosote ou de la viande fumée. M. Reichenbach les a soumis à un examen approfondi.

ENCRE. L'encre ordinaire, qui sert à tracer nos caractères d'écriture, est une solution aqueuse de tannate de protoxyde de fer, qui se convertit à l'air en tannate de peroxyde noir. On fabrique l'encre avec des proportions convenables de sulfate de fer cristallisé (couperose verte), d'infusion de noix de galle et d'eau. Pour lui donner du liant, on y ajoute une certaine quantité de sucre ou de gomme arabique; et, pour lui communiquer un reflet bleu ou pourpre, on y ajoute une très-petite quantité de sulfate de cuivre (couperose bleue) ou d'infusion de bois de campêche. L'emploi de l'encre est fort ancien: il en est déjà fait mention dans le Pentateuque de Moïse. Le principal ingrédient était le noir de fumée; c'était par conséquent de l'encre de Chine.

autant on affectionnait, dans la leinture, les couleurs vives, autant on préférait, dans l'écriture, les couleurs sombres, et particulièrement la couleur noire. Cependant, on se servait aussi quelquefois de l'encre colorée, que l'on appliquait, ainsi que l'encre noire, avec des pinceaux. La découverte de notre encre ordinaire ne remonte pas au delà de trois siècles avant l'ère chrétienne. Les meilleures proportions pour faire de l'encre sont : 1 kilog. de noix de galle, 1 kilog. de sulfate de fer, 2 kilog. de gomme arabique, 20 kilog. d'eau, 1 kilog. de bois de campêche, 0 kilog. 25 de sulfate de cuivre, 0 kilog. 25 de sucre.

ENCRE SYMPATHIQUE. Cette encre consiste dans l'emploi d'un liquide incolore, avec lequel on trace des caractères qui ne deviennent visibles que par l'action d'un gaz, tel que l'hydrogène sulfuré. Le liquide incolore dont on se sert est, en général, une dissolution aqueuse d'un sel métallique (nitrate ou acétate de cobalt, de nickel, de fer, de plomb), susceptible de donner naissance à des sulfures noirs. Dans l'antiquité, l'effet de l'encre sympathique consistait dans une simple action mécanique, l'adhérence de la poussière de charbon au corps gras du lait. Ovide enseignait aux jeunes filles un moyen de tromper la vigilance des gardiens qui cherchaient à intercepter leur correspondance amoureuse : ce moyen consistait à tracer les lettres avec du lait frais, et à les rendre lisibles avec de la poussière de charbon. Nicolas Lemery, dans son Cours de chimie, qui parut pour la première fois à Paris en 1673, revient à plusieurs reprises, sur les encres sympathiques, sujet qui intéressait vivement la curiosité du public. Il proposa de tracer les caractères avec une dissolution de plomb dans du vinaigre, ou de bismuth dans de l'eau-forte, et de les frotter, après leur dessiccation, avec un morceau de coton imbibé d'une décoction de scories d'antimoine (sulfure d'antimoine), ou de chaux et d'orpiment (sulfure de calcium). Il semblait ne pas ignorer que les caractères, d'abord invisibles, deviennent noirs et lisibles parce que les molécules sulfureuses s'unissent au plomb ou au bismuth. Hottel, dans un mémoire qu'il communiqua, en 1756, à l'Académie des sciences de Paris, fait mention d'une nouvelle encre sympathique (solution de minerai de cobalt exposée à la chaleur) qu'il venait de découvrir, et indiqua tous les moyens de préparation des encres sympathiques, qu'il divisa en quatre classes : « 1° faire passer une nouvelle liqueur ou la vapeur d'une nouvelle liqueur sur l'écriture invisible ; 2° exposer la première écriture à l'air, pour que les caractères se teignent ; 3° passer légèrement sur l'écriture une matière colorée, réduite en poudre subtile ; 4° exposer l'écriture (invisible) au feu. »

ENDOSMOSE. Si on interpose entre deux liquides, tels que l'eau et l'alcool, une mem-

brane perméable comme un morceau de vessie ou de parchemin, on remarquera que ces deux liquides se trouvent mélangés au bout de quelque temps, mais non pas dans une égale proportion. L'eau traverse la membrane avec plus de force que l'alcool, de telle sorte que la quantité totale de liquide augmente d'un côté et diminue de l'autre. C'est ce qui constitue l'endosmose. Pour s'en rendre compte, on est obligé de supposer l'existence d'une force dans l'épaisseur même de la membrane. On peut rendre ce phénomène très-sensible à l'aide d'une expérience fort simple. Placez l'alcool dans une vessie ou dans tout autre sac membraneux, sans la remplir complètement ; liez l'ouverture assez fortement pour qu'aucune particule liquide ne puisse s'en échapper, et jetez ce sac fermé dans un vase plein d'eau ; vous n'y remarquerez d'abord aucun changement, mais après quelques heures le sac se sera gonflé, comme l'abdomen d'un hydropique ; et si l'action se prolonge, si les liquides employés sont convenablement choisis et dosés, elle pourra s'étendre jusqu'à la rupture de l'enveloppe elle-même, quelle que soit la résistance des parois ; à moins que la dilatation de ces parois ne permette le retour du liquide du dedans au dehors, au fur et à mesure de son introduction. Ce n'est pas seulement un courant qui a été produit dans un seul sens, comme le gonflement du sac a dû le faire croire d'abord, ce sont deux courants en sens inverse ; et si le sac s'est gonflé, c'est que le courant sortant avait moins d'énergie que le courant contraire. La force d'endosmose paraît jouer un grand rôle dans les phénomènes vitaux du règne végétal, aussi bien que dans ceux du règne animal. Tout ce que l'on en sait peut se réduire aux propositions suivantes :

1° La force d'endosmose n'est pas propre aux tissus organiques ; car, en employant certains corps bruts poreux, on obtient les mêmes phénomènes qu'avec les membranes animales.

2° Elle dépend de la nature des lames dans l'épaisseur desquelles elle se produit. Ainsi, lorsque des membranes animales, des ériques ou des tuiles très-minces, produisent le passage d'un liquide vers un autre, des membranes végétales le produisent en sens contraire.

3° Elle dépend aussi de la nature des liquides mis en présence ; ainsi l'eau traverse plus rapidement que l'alcool les diaphragmes employés, et l'endosmose a lieu du premier liquide au second ; c'est le contraire pour l'eau pure, placée en présence d'une eau tenant en dissolution certains acides : le courant d'eau pure est le plus faible. Mais ce n'est pas seulement en observant lequel des deux courants l'emporte sur l'autre que l'on peut estimer l'aptitude relative des liquides aux phénomènes d'endosmose : on a été jusqu'à évaluer le rapport des effets produits par des liquides

différents. Des dissolutions de gélatine, de gomme, de sucre ou d'albumine, étant placées dans l'endosmètre, et celui-ci plonge dans l'eau, on verra toujours le liquide monter dans le tube, preuve que le courant d'eau pure l'emporte sur chacune de ces dissolutions; et la vitesse avec laquelle le liquide montera sera à peu près double pour la gomme, et quadruple pour le sucre et l'albumine, de ce qu'elle est pour la gélatine, bien que d'ailleurs les dissolutions aient la même densité. Cette expérience a d'autant plus d'intérêt que, sur ces quatre substances, trois (gomme, sucre, albumine) se trouvent naturellement à l'état de dissolution dans la plupart des liquides organiques des animaux ou des végétaux. — Le sucre et l'albumine sont même peut-être les deux corps dont la présence développe au plus haut degré les actions d'endosmose. Placés dans l'eau aux proportions les plus faibles, ils agissent presque immédiatement d'une manière sensible; et s'ils sont en proportion considérable, leur action prend une énergie que rien ne permettait de prévoir, et qui à elle seule nous fera peut-être mieux sentir que toute autre considération l'importance de cette belle découverte, dont nous sommes redevables à M. Dutrochet.

ENGRAIS. (*Fumier*) Les principes inorganiques (eau, acide carbonique, ammoniaque, sels minéraux) servent d'aliments aux végétaux, de même que les principes organiques servent d'aliments aux animaux. Les excréments que ceux-ci rejettent se composent en grande partie de principes inorganiques: ils servent d'engrais. C'est ainsi que l'existence des végétaux est en quelque sorte indispensable à celle des animaux. La vie parcourt ici un cercle qui vient merveilleusement à l'appui de certaines théories spéculatives des philosophes anciens. — Tous les engrais sont des matières excrémentielles, ou le résultat de la décomposition lente (putréfaction) et de la combustion de substances organiques (cendres). L'opinion sur la partie vraiment active des engrais était autrefois partagée: les uns soutenaient que les engrais ne doivent leur action de hâter l'accroissement des végétaux qu'aux matières organiques qui s'y trouvent mélangées; selon les autres, cette action n'est due qu'à la présence des principes inorganiques. C'est la dernière opinion qui prévaut aujourd'hui généralement. Le carbone, l'hydrogène, l'oxygène, l'azote, tels sont en effet les éléments qui paraissent être essentiellement destinés à l'accroissement et au développement des plantes. Mais, pour cela, ces éléments ne doivent pas être employés à l'état isolé; il faut qu'ils soient à l'état de combinaison: l'acide carbonique, l'eau, l'ammoniaque, représentent la forme sous laquelle le carbone, l'hydrogène, l'oxygène, l'azote, doivent être offerts aux végétaux comme aliments. Les principes de la terre végétale, les

acides gélique, ulmique, humique, crénique et apocrénique, sont susceptibles d'absorber de l'ammoniaque, et de fournir, par leur décomposition, les éléments indispensables à la végétation. Avec des éléments si peu nombreux, la nature forme les produits les plus variés. Sous l'influence de l'engrais, l'embryon rompt les langes qui l'emprisonnent, se détache des cotylédons comme le fœtus de ses enveloppes; et se développant librement, selon son espèce, il devient, lui, imperceptible point albumineux, un assemblage gigantesque d'écorce, de bois, de feuilles renfermant les substances si diverses, aux formes si variées, dont la chimie a fait son héritage. Ces substances représentent toutes les classes des produits de la chimie: les unes sont acides (acides malique, citrique, oxalique, etc.), les autres alcalines (morphine, quinine, phloridzine, etc.), d'autres enfin neutres (albumine, huiles essentielles, etc.). Tout cela est l'œuvre de la végétation activée par les engrais, sous l'influence d'une puissance mystérieuse, cachée, ayant pour auxiliaires l'air atmosphérique et une température appropriée. Parmi les divers principes des végétaux, ceux qui sont acides se combinent naturellement avec les alcaloïdes qu'ils rencontrent. C'est pourquoi ces derniers se trouvent toujours à l'état de sels au sein de la végétation. Très-souvent aussi les acides végétaux sont combinés avec des bases minérales, la potasse ou la soude. Ces bases, les végétaux les empruntent au terrain où ils croissent. Les roches feldspathiques les plus dures ne résistent pas à l'action toute vitale des racines: ces roches, réfractaires au feu le plus violent, se décomposent sous l'influence végétative des spongioles, qui absorbent la potasse dont la plante a besoin pour saturer les acides. Par l'incinération du végétal, l'acide se détruit, se change en acide carbonique; et la potasse, à l'état de carbonate, retourne au sol fécondé par les cendres.

L'usage de l'engrais pour fertiliser le sol remonte à la plus haute antiquité. Ainsi, nous voyons dans Homère le vieillard Laërte fumer lui-même son champ. Tout fumier n'était pas indifférent. Varron donne la préférence à celui provenant de la fiente de pigeon, qu'il vante beaucoup pour les pâturages des bêtes à cornes. Selon Théophraste, l'urine de l'homme, mêlée de poils de peaux tannées, est un engrais propre à transformer certaines plantes sauvages en plantes domestiques. Les excréments humains, les fumiers de chèvre, de mouton, de bœuf, de cheval, la fougère et même le plâtre, étaient également employés comme engrais par les Grecs et les Romains. (Voyez Hoefcr, *Histoire de la chimie*, tome I, pag. 100).

Les engrais ont été, de notre temps, l'objet de nombreuses recherches (Voyez GUANO: M. Mulder (*Journal fur prakt. Chemie*, etc., année 1841) a été conduit, par une série d'expériences, à établir les principes suivants:

1° L'eau de pluie et l'air atmosphérique donnent aux végétaux une nourriture insuffisante. La présence de l'acide ulmique favorise la végétation ; l'acide humique la favorise encore davantage. 2° Le charbon et les cendres de bois ne sont pas aussi favorables à la végétation que la terre végétale proprement dite. 3° Sous l'influence de l'eau et de l'air atmosphérique, les corps non azotés peuvent absorber une certaine quantité d'azote, et donner, par la distillation sèche, des produits ammoniacaux. L'hydrogène à l'état naissant, qui se dégage des matières organiques, se combine avec l'azote pour former de l'ammoniaque, absolument comme l'hydrogène qui provient de la décomposition de l'eau par la limaille de fer.

MM. *Boussingault*, *Kuhlmann*, *Schattenmann* ont reconnu, par l'expérience, l'efficacité de l'emploi des sels ammoniacaux comme engrais. Dans un mémoire lu à l'Académie le 11 septembre 1843, M. *Boussingault* a démontré :

1° Que le sulfate et le chlorhydrate d'ammoniaque ne pénètrent pas en nature dans les plantes, et n'agissent comme engrais qu'après leur conversion en carbonate d'ammoniaque ; 2° que les sels ammoniacaux fixes, mêlés avec de la craie lavée et du sable humecté, de manière à donner au mélange la consistance d'une terre meuble et convenablement humide, émettent à l'instant même, à la température ordinaire et à l'ombre, des vapeurs de carbonate d'ammoniaque qu'il est possible de doser ; en quelques jours la décomposition des sels ammoniacaux est complète ; 3° que le chlore renfermé dans les cendres des plantes qui croissent sur les bords de la mer n'est nullement en rapport avec la forte proportion d'alcalis qu'elles contiennent, et que par conséquent la totalité du sodium n'entre pas dans le végétal sous forme de chlorure, mais très-probablement à l'état de carbonate de soude, et cela par suite d'une réaction analogue à celle que fait éprouver le carbonate calcaire aux sels ammoniacaux.

ÉOLIPYLE. Boule métallique creuse, munie d'un bec qui n'a qu'une ouverture très-étroite. Cette boule étant en partie remplie d'eau, et exposée au feu, produit par son bec un soufflé dont l'intensité augmente en raison de la tension de la vapeur d'eau. Cet instrument est très-anciennement connu. Vitruve en a déjà donné une description exacte (*Vitruve, de Architectura*, 1, 6).

ÉPONGES. D'après les recherches analytiques que M. *Crookevit* vient de publier dans les *Annalen der Chemie und Pharmacie* (année 1844), les éponges appartiennent plutôt au règne animal qu'au règne végétal. Les éponges épuisées par l'éther, l'alcool et l'acide chlorhydrique, renferment, suivant M. *Crookevit*,

carbone	47,16
hydrogène	6,51
azote	16,18

oxygène	26,90
iode	1,07
soufre	0,99
phosphore	1,90

ÉPROUVETTE. Vase de verre cylindrique, ayant la forme d'un large tube ; il sert particulièrement à recueillir les gaz. A cet effet, on remplit l'éprouvette d'eau ou de mercure, et on la maintient renversée dans un bain d'eau ou de mercure. Le tube recourbé par lequel arrive le gaz est introduit au fond de l'éprouvette : à mesure que le gaz se dégage, il s'élève dans l'intérieur de l'éprouvette, et en chasse l'eau ou le mercure, dont il prend la place. *Moitrel d'Elémé* a le premier enseigné ce moyen de recueillir les gaz. (*Voyez HOEFLER, Histoire de la chimie*, tome II, pag. 342.)

ÉQUILIBRE. (*Statique.*) Effet résultant de deux puissances égales agissant simultanément, mais en sens contraire l'une de l'autre. Si l'une de ces puissances vient à diminuer ou à cesser, l'équilibre sera rompu, et il y aura un mouvement dans le sens de la puissance prépondérante.

ÉQUINOXE. Temps où le soleil est dans l'équateur, et où le jour est égal à la nuit. Il y a deux équinoxes par an : l'*équinoxe de printemps* (le 20 ou 21 mars) et l'*équinoxe d'automne* (le 22 ou 23 septembre).

ÉQUISÉTIQUE (Acide). *Voyez ACONTIQUE* (Acide).

ÉQUIVALENTS (Loi des). Les corps se combinent entre eux dans des *quantités constantes et invariables* ; c'est sur ce simple énoncé que repose la loi des équivalents. Le mot d'équivalent suppose nécessairement l'existence d'un composé, ainsi, l'expérience directe apprend que 100 parties d'oxygène (en poids) exigent exactement 1294 parties de plomb (en poids) pour former un composé appelé protoxyde de plomb. Cette même quantité de plomb se combinerait avec 201,163 parties de soufre pour produire un sulfure de plomb. Les quantités (en poids) 100 d'oxygène, 201,163 de soufre, 442,630 de chlore, etc., sont appelées *quantités équivalentes*. Lorsque, dans un composé quelconque, la quantité d'oxygène qui y entre est représentée par 100, la quantité de soufre le sera par 201,163, celle du chlore par 442,630 ; en un mot, toutes ces quantités peuvent se substituer rigoureusement les unes aux autres ; elles s'équivalent. Ce que nous venons de dire de l'oxygène, du soufre et du chlore, est applicable à tous les corps susceptibles de donner naissance à des composés. On prend ordinairement pour unité de comparaison 100 ou 1 d'oxygène, parce que ce gaz entre dans un très-grand nombre de composés. L'équivalent d'un corps est souvent égal à son poids atomique. Il est bien évident que le rapport des quantités qui se combinent reste absolument le même, soit qu'on prenne pour unité le composé lui-même, en indiquant les éléments en centièmes ou en millièmes ; soit qu'on prenne pour terme de

comparaison 100 d'oxygène. Ainsi, dire que 100 p. d'oxygène se combine avec 12,48 d'hydrogène pour former de l'eau, c'est-à-dire au fond la même chose que 88,91 p. d'oxygène se combine avec 11,09 d'hydrogène pour former 100 p. d'eau ; car 100 : 12,48 :: 88,91 : 11,09. Le rapport n'est nullement changé ; seulement dans le premier cas, on prend pour unité un élément du composé, tandis que, dans le second cas, on prend pour unité le composé lui-même. L'équivalent (quantité en poids) de l'hydrogène (H) est donc 12,48, celui de l'oxygène (O) étant 100 ; et le composé (eau), produit de ces deux gaz, s'exprime en équivalents par la formule : HO. D'après cela il est facile, à l'aide d'un simple calcul, de déterminer l'équivalent d'un corps lorsqu'on a préalablement constaté, par l'analyse, la quantité (en poids) de ce corps, qui entre dans un composé quelconque. Ainsi, pour trouver l'équivalent du soufre, on saura d'abord que ce corps forme avec l'oxygène un composé (acide hyposulfureux) qui, exprimé en centièmes, contient 66,80 de soufre,

35,20 d'oxygène.

Or, en établissant la proportion : 35,20 : 66,80 :: 100 : x, on trouve pour la valeur x, 201,163, chiffre qui est l'équivalent du soufre (S), celui de l'oxygène étant 100.

Ainsi on a O = 100

H = 12,48,

S = 201,163.

On pourra procéder d'une manière analogue pour trouver les équivalents de tous les autres corps de la chimie. La loi des équivalents s'applique non-seulement aux corps simples qui se combinent entre eux, mais encore aux corps composés qui se prennent réciproquement. C'est ainsi que 100 parties d'acide sulfurique demandent, pour être parfaitement neutralisées,

45 p. d'ammoniaque,

ou 118 p. de potasse,

ou 78 p. de soude.

Ces nombres indiquent les rapports de la capacité de saturation de ces trois bases différentes. Ils conservent entre eux les mêmes rapports, quel que soit l'acide (exprimé en 100 p.) qui neutralise ces bases ; donc, connaissant la quantité ou la capacité de saturation de l'une de ces bases, on connaîtra celles des autres. Ainsi, 100 p. d'acide chlorhydrique saturant 65 p. d'ammoniaque, il faudra 175 p. de potasse ou 111 p. de soude pour saturer cette même quantité d'acide chlorhydrique ; car, 45 : 118 : 78 :: 65 : 175 : 114 (exprimés en nombres ronds) ; en d'autres termes, 45 p. d'ammoniaque équivalent à 118 p. de potasse, ou (ce qui ne change en rien le rapport) 65 p. d'ammoniaque équivalent à 175 p. de potasse ou à 114 p. de soude.

D'après ce qui précède, on voit que la loi des équivalents est fondée sur l'expérience, et qu'on a tort de l'appeler théorie des équivalents. Les équivalents n'ont rien de commun

avec les hypothèses ; ce sont des données réelles de l'expérience positive, de l'emploi direct de la balance, sans prétendre à aucune explication de la constitution moléculaire des corps. C'est ce qui distingue la loi des équivalents de la théorie des atomes.

ERGOTINE. Principe pulvérulent rougeâtre, découvert en 1851 par Wiggers dans l'ergot de seigle. Sa saveur est acre, légèrement amère, et son odeur nauséabonde. L'ergotine est insoluble dans l'eau et dans l'éther, tandis qu'elle se dissout très-bien dans l'alcool. Elle se dissout également dans l'acide nitrique, qui la colore en jaune ; l'acide sulfurique concentré la dissout avec une couleur rouge foncée. On obtient l'ergotine en épuisant par l'éther l'ergot de seigle pulvérisé, de manière à séparer les matières grasses, et en traitant le résidu par l'alcool bouillant. La liqueur alcoolique laisse, après l'évaporation, un résidu qui est traité par l'eau froide ; l'ergotine reste non dissoute. Composition inconnue.

ÉRYTHRINE. Principe pulvérulent, brunâtre, obtenu par Heeren en épuisant l'extrait aqueux de lichen par l'eau bouillante, et en ajoutant au mélange de la craie : la liqueur filtrée bouillante laisse déposer l'érythrine par le refroidissement. L'érythrine ainsi préparée fond au-dessus de 100°. Elle se transforme en *pseudo-érythrine* par l'ébullition dans l'alcool. Par l'action prolongée de l'ammoniaque, l'érythrine se change en une matière rougeâtre et amère (*amer d'érythrine*). Formule de l'érythrine : $C^{22} H^{13} O^5$.

ÉRYTHRIQUE (Acide). *Voyez ALLOXANE.*

ÉRYTHROPHYLLE. (*Rouge des feuilles*).

Les feuilles de beaucoup de végétaux rougissent à l'époque de leur chute. Pour extraire cette matière colorante, on traite les feuilles par l'alcool bouillant, et on sépare par le filtre la résine et la matière grasse. Le liquide filtré est précipité par l'acétate de plomb en vert-pré. Ce précipité est traité par l'hydrogène sulfuré, et la liqueur filtrée renferme la matière colorante d'un brun rouge. La matière colorante extraite des fruits présente a peu près les mêmes caractères. Ses combinaisons alcalines sont vertes, et s'oxydent à l'air. (*Berzelius*).

ESCULINE. Synonymes : *Polychrome* ;

Enallochome. Principe blanc, cristallin qui s'obtient en épuisant par l'eau l'écorce des marrons d'Inde, et en précipitant la liqueur par l'acétate de plomb. Le précipité est réduit par l'hydrogène sulfuré ; la liqueur filtrée laisse, par le refroidissement, déposer l'esculine à l'état cristallisé. L'esculine est insoluble dans l'éther, et se dissout très-bien dans l'eau bouillante. Elle ne forme pas des sels cristallisables. *Trommsdorff* lui assigne la formule : $C^8 H^9 O^5$.

ÉSENDECKINE. Matière amorphe, amère, trouvée par M. Buchner dans l'*Esenbeckia febrifuga*. Elle est peu soluble dans l'eau et dans l'alcool. Composition inconnue.

ESPACE. Les philosophes ont beaucoup discuté sur la véritable définition du mot *espace*. Selon les uns, l'espace est synonyme d'étendue; l'idée d'espace implique nécessairement celle d'un corps qui l'occupe. Selon les autres, l'espace est une conception abstraite sans existence matérielle; selon d'autres enfin, l'espace est infini, et quelque chose de réellement existant. Aux termes de la doctrine de Kant, l'espace est, ainsi que le temps, une forme essentielle de la *réceptivité*, c'est-à-dire de la faculté de recevoir des impressions. Tout ce qui est perçu par nos sens occupe un *espace*; de même que toutes nos *pensées* impliquent la condition fondamentale de la succession, c'est-à-dire du *temps*. L'espace et le temps sont donc, pour ainsi dire, les deux moules principaux de notre faculté de connaître. Ces idées sont discutées à fond par Kant, dans la première partie de sa *Critique de la raison pure*.

ESPRIT ALCALIN VOLATIL. Voyez AMMONIAQUE.

ESPRIT ARDENT. Voyez ALCOOL.

ESPRIT DE BOIS. Synonymes: *Hydrate de méthylène*; *Hydrate d'oxyde de méthyle*. Produit de la distillation du bois (Voyez ALCOOL). Il est très-fluide, incolore, d'une odeur empyreumatique rappelant à la fois celles de l'alcool et de l'éther acétique. Il est très-inflammable. Il bout à 66° 3. Sa densité est 0,798 à 20°. Distillé avec le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique, il produit, au contact du noir de platine et de l'air, une série de composés oxygénés, parmi lesquels on remarque l'acide formique et le formométhylal. L'esprit de bois est converti par l'acide nitrique, sous l'influence de la chaleur, en eau et en acide oxalique. Il forme des combinaisons cristallines avec la chaux, la baryte et le chlorure de calcium. En soumettant cette dernière combinaison à la distillation avec l'eau, on obtient l'esprit de bois parfaitement pur. L'esprit de bois du commerce est souillé d'acétone et d'autres matières inflammables. MM. Dumas et Péligot ont assigné à l'esprit de bois la formule: $C^2 H^O + HO$.

ESPRIT DÉPHLOGISTIQUÉ. Voy. CHLORE.

ESPRIT DE NITRE. Voyez AZOTIQUE (Acide).

ESPRIT DE NITRE DULCIFIÉ. Mélange d'alcool et d'acide nitrique.

ESPRIT PYROACÉTIQUE. Voyez ACÉTONE.

ESPRIT DE SEL. Voyez CHLORHYDRIQUE (Acide).

ESPRIT DE SEL AMMONIAC. Voyez AMMONIAQUE.

ESPRIT DE SOUFRE. Voyez SULFUREUX (Acide).

ESPRIT D'URINE. Carbonate d'ammoniaque, obtenu par la distillation des urines avec la chaux.

ESPRIT DE VÉNUS. Voyez ACÉTIQUE (Acide).

ESPRIT-DE-VIN. Voyez ALCOOL.

ESPRIT DE VITRIOL. Voyez SULFURIQUE (Acide).

ESSAI DES MONNAIES. (Voyez MONNAIES).

ESSENCES. Synonymes: *Huiles essentielles*; *Huiles volatiles*; *Esprits aromatiques*. L'odeur aromatique d'un végétal ou de toute autre matière organique est en général due à une essence ou huile essentielle. Beaucoup d'essences se trouvent toutes formées dans les plantes; le zeste du citron ou de l'orange fournit, par la pression, l'essence de citron. D'autres essences sont des produits de sécrétion de certains arbres; elles sont mélangées avec des résines dont on les sépare par la distillation, et portent le nom de *baumes*. Il existe une classe d'essences qui se forment au contact de l'eau, et sous l'influence d'une sorte de fermentation et de putréfaction. A cette classe appartiennent l'essence de moutarde et celle des amandes amères. Enfin, d'autres essences peuvent être produites par l'oxygénation de certains principes immédiats, tels que la salicine, qui peut donner lieu à la formation de l'essence des fleurs de la reine des prés (*Spiræa ulmaria*). Les essences qui existent toutes formées dans les plantes peuvent s'extraire au moyen de l'éther ou d'une huile grasse, qui se charge des principes odorants. Quant à leur densité, les huiles essentielles peuvent être distinguées en *huiles plus pesantes que l'eau*, et en *huiles plus légères que l'eau*. Quant à leur composition, elles peuvent être classées en *huiles non oxygénées* et en *huiles oxygénées*. Les huiles non oxygénées sont des carbures d'hydrogène représentés par la formule générale: $C^x H^y$. Les huiles oxygénées sont le plus souvent des mélanges de plusieurs huiles, sur lesquels l'analyse ne répand aucune lumière. Elles sont en général plus solubles dans l'alcool que les huiles non oxygénées. Les essences sont très-peu solubles dans l'eau, à laquelle elles communiquent cependant leur odeur (*eaux distillées* des pharmacopées). L'odeur des essences paraît être en relation intime avec le degré d'oxydation que ces substances volatiles éprouvent à l'air. Ainsi, les essences de citron et de térébenthine, distillées sur de la chaux calcinée, dans le vide ou dans un courant d'acide carbonique, sont parfaitement inodores; mais elles reprennent leur odeur au contact de l'air. Par une conservation prolongée les huiles essentielles s'épaississent et deviennent résinoïdes, en prenant une couleur foncée. Plusieurs huiles s'acidifient à l'air, par suite de l'absorption de l'oxygène; les huiles de cannelle, d'amandes amères et de cumin sont dans ce cas. Cette modification est d'ordinaire accompagnée d'un dégagement d'acide carbonique. Le chlore et l'iode décomposent les essences avec une sorte d'explosion: elles perdent une certaine quantité d'hydrogène, laquelle est remplacée par une quantité équivalente de chlore ou d'iode. L'acide nitrique

exerce également une action très-vive sur les essences, en les transformant en des matières résinoïdes, qui ont été jusqu'ici peu examinées. Beaucoup d'huiles essentielles sont des mélanges très-complexes ; elles contiennent un produit solide, cristallin, connu sous le nom de *stearoptène*. Ce produit est du camphre pur pour les huiles de lavande et de valériane. Quelques autres huiles renferment un acide oléagineux et volatil, une huile indifférente et même des composés azotés, tels que l'ammoniaque et l'acide prussique. Ces huiles ressemblent beaucoup à certaines huiles pyrogénées ou *empyreumatiques*, obtenues par la distillation sèche des matières organiques. D'après ce qui vient d'être dit, il est facile de distinguer les huiles essentielles des huiles grasses (Voyez ce mot). Nous nous bornerons à décrire sommairement les principales essences.

Essence d'absinthe. Elle est verte, d'une saveur âcre et amère ; elle s'extrait de l'absinthe (*Artemisia absinthium*). Sa densité est 0,897.

Essence d'acorus. Retirée de l'*Acorus calamus*. Elle est jaunâtre, d'une saveur aromatique. Sa densité est 0,962.

Essence d'ail. Retirée de l'*Allium sativum* ; elle rappelle l'odeur de l'ail, elle est plus pesante que l'eau. Appliquée sur la peau, elle occasionne des douleurs cuisantes.

Essence d'amandes amères. (*Hydrure de benzoïle*). Les amandes amères, les feuilles de laurier-cerise, de *Persica vulgaris*, de *Prunus padus*, de *Sorbus aucuparia*, enfin beaucoup de plantes de la famille des Rosacées, fournissent cette essence par leur distillation avec l'eau. L'essence d'amandes amères est un liquide incolore, d'une odeur analogue à celle de l'acide cyanhydrique, et d'une saveur brûlante ; elle bout à 180°. Sa densité est 1,043. Sa vapeur est inflammable et brûle avec une flamme blanche. L'essence d'amandes amères s'oxyde à l'air, en donnant naissance à de l'acide benzoïque. Cette production est favorisée par la présence d'un alcali. Traitée par le chlore, l'iode, le brome, elle forme des produits liquides particuliers, dans lesquels 1 équivalent d'hydrogène est remplacé par 1 éq. de chlore, d'iode, de brome (*chlorure de benzoïle, iodure de benzoïle, bromure de benzoïle*).

Essence d'aneth. Essence d'un jaune pâle, d'une saveur âcre et douceâtre, retirée du fruit de l'*Anethum graveolens*. Sa densité est de 0,821.

Essence d'anis. Elle se retire des fruits du *Pimpinella anisum* ; elle est incolore ou légèrement jaunâtre, d'une saveur aromatique, suave et douceâtre. Sa densité est de 0,963 ; la densité de sa vapeur a été trouvée égale à 5,68.

Essence d'armoise. Cette essence, retirée des feuilles et des sommités de l'armoise (*Artemisia vulgaris*), est d'un jaune verdâtre, et

d'une saveur d'abord brûlante, puis fraîche ; elle se dissout dans l'alcool et l'éther. Les alcalis ne la dissolvent pas.

Essence d'aspic. Extraite du *Spica latifolia*, ressemblant en tout à l'essence de Lavande.

Essence d'assa fetida. On l'extrait de la gomme résine du *Ferula assa fetida*. Elle est limpide, plus légère que l'eau, d'une odeur repoussante, d'une saveur d'abord suave, puis âcre. Son poids spécifique est 0,912 à 13°.

Essence de badiane ou d'anis étoilé. Elle se retire des fruits d'une magnoliacée, l'*Illicium anisatum*. Elle est d'un jaune clair, et a la même saveur et la même odeur que l'essence d'anis.

Essence de basilic. On obtient cette essence en distillant avec de l'eau les feuilles de basilic (*Ocimum basilicum*). Elle dépose à la longue des cristaux prismatiques. Dumas et Péligot ont trouvé dans ces cristaux 63,6 carbone, 11,5 hydrogène et 24,7 oxygène, nombres qui correspondent à la formule $(C^{20} H^{12} + 6 H^2 O)$, qui est la même que celle des cristaux de l'essence de térébenthine.

Essence de bergamote. On l'obtient en soumettant à la presse le zeste des bergamotes (*Citrus limetta bergamium*). Elle est d'un jaune clair, quelquefois verdâtre ou brunâtre, très-fluide, et d'une odeur fort agréable. Sa densité est 0,873 ou 0,883.

Essence de bigarreau. Elle s'extrait des fruits du *Citrus bigarrea*.

Essence de bois de Rhodes. On obtient du bois de Rhodes (*Convolvulus scoparius*) une huile essentielle, avec laquelle on falsifie souvent l'essence de roses. Liquide, jaunâtre, elle rougit avec le temps ; elle possède une odeur de rose et une saveur amère et aromatique.

Essence de bouleau. Elle se retire des feuilles et des fleurs n'épanouies du bouleau (*Betula alba*). Elle est incolore ou jaunâtre, très-fluide, d'une odeur balsamique qui, à l'état d'extrême division, rappelle l'odeur des roses. Sa saveur, d'abord suave, devient âcre et aromatique. Grasmann l'a proposée comme médicament.

Essence de cajuput. Elle s'extrait du *Melaleuca leucodendron* et du *Melaleuca cajuputi*. Cajuput signifie, dans la langue moluque, *arbre blanc*. Cette essence est d'un vert pâle, très-fluide, d'une odeur désagréable lorsqu'elle est respirée en masse. Sa saveur est fraîche comme celle de la menthe. Sa densité est 0,978.

Essence de camomille. De la camomille des prés (*Matricaria chamomilla*) s'extrait une essence bleu foncé ; sa saveur est aromatique et amère. Sa densité est 0,921. Elle est souvent falsifiée avec de l'essence de térébenthine ; on reconnaît la fraude au moyen de l'iode, qui en s'échauffant explosionne et développe des vapeurs violettes, si l'addition d'essence de térébenthine est trop forte. L'es-

sence de camomille romaine est extraite de l'*Anthemis nobilis*. Elle ressemble en tout à la précédente.

Essence de cannelle. Celle connue sous le nom d'*essence de Ceylan* est retirée de *Laurus cinnamomum*. Une autre, appelée *essence de Chine*, *essence de cassia*, s'extrait de *Laurus cassia*. Ces deux essences sont d'un couleur jaune clair, et ont une saveur agréable, douceâtre et fort aromatique; elles rétractent considérablement la lumière; leur densité est entre 1,05 et 1,09. Mulder leur assigne la formule: $C^{20} H^{11} O^2$. Exposées à l'air, elles absorbent l'oxygène, et se transforment en eau et en deux résines particulières: l'une, fusible à 60° et représentée par la formule $C^{15} H^{15} O^2$, a été appelée par Mulder *résine alpha*; l'autre, fusible à 145° et représentée par $C^{12} H^{10} O$, a été appelée *résine beta*. Traitée par l'acide chlorhydrique, l'essence de cannelle produit deux matières résineuses, dont l'une est presque insoluble dans l'alcool froid et l'autre s'y dissout facilement. L'acide sulfurique produit également deux résines avec l'essence de cannelle.

Essence de cardamome. Elle s'extrait des fruits du *Cardamomum repens*; elle est incolore ou jaunâtre, d'une odeur aromatique et camphrée, et d'une saveur brûlante. Sa densité est 0,945.

Essence de carvi. La graine de carvi ou de cumin des prés (*Carum carvi*) donne une huile jaunâtre, fluide, d'une saveur pénétrante et aromatique. Sa densité est 0,958. Cette essence, distillée avec de l'acide phosphorique ou avec de l'hydrate de potasse fondu, donne, d'après M. Schweizer, une huile incolore nommée *carvène*. Le carvène ne renferme point d'oxygène; sa formule est $C^5 H^8$: il fait donc partie de la série des camphènes. En préparant le carvène, on obtient une essence oxygénée, désignée par M. Schweizer sous le nom de *carvacrol*.

Essence de cèdre. Le bois de cèdre de Virginie fournit une essence solide, molle, blanche ou légèrement colorée. Elle est composée d'un mélange de deux principes, l'un solide et l'autre liquide. Le principe solide possède une odeur aromatique et une saveur peu prononcée. Sa composition est représentée par $C^{32} H^{16} O^2 = 4$ vol. de vapeur. L'essence de cèdre liquide a la même composition que le principe solide; mais son odeur est plus suave.

Essence de citron. On obtient cette essence en soumettant à la pression l'écorce des fruits du *Citrus medica*. Elle est ordinairement jaunâtre, très-fluide, d'une forte odeur de citron, et d'une saveur épicée. La première portion de l'essence distille à 165°, et possède une densité de 0,818. L'essence du citron fait explosion avec l'iode aussi rapidement que l'essence de térébenthine.

L'essence de cédral ne se distingue de l'essence de citron que par son odeur, qui est plus agréable. L'essence de Portugal ou d'

corce d'orange (*Citrus aurantium*) n'en diffère également que par l'odeur; sa densité est 0,855.

Essence de copahu. Cette essence est extraite du baume de copahu distillé avec de l'eau. Elle est limpide, et possède l'odeur du baume, récemment distillée; elle a une densité de 0,91, qui s'élève, au contact de l'air, à 0,96. Elle fait explosion avec l'acide nitrique fumant, en produisant un corps cristallin, qui passe du jaune au bleu et au vert; avec l'acide chlorhydrique elle donne un camphre dont la composition $C^{30} H^{13}, H Cl$, est analogue à celle du chlorhydrate d'essence de citron.

Essence de coriandre. Cette essence, incolore, fluide, d'une odeur et d'une saveur aromatiques, est extraite du coriandre (*Coriandrium sativum*). Elle fait explosion avec l'iode. Sa densité est 0,759.

Essence de cubèbes. Les cubèbes (*Piper cubeba*) donnent une huile essentielle, incolore, d'une saveur camphrée, sans amertume, et d'une odeur aromatique. Elle est visqueuse, et d'une densité de 0,929. L'essence de cubèbes produit, avec le gaz chlorhydrique, du camphre cristallisé, inodore, insipide, soluble dans l'eau froide, et fondant à 151°.

Essence de cyprès. Elle est tirée du *Cypripedium sempervirens*. Elle est employée comme anthelmintique, et préserve les fourrures des mites.

Essence de l'écorce de Winter. L'écorce de *Wintera aromatica* contient environ 1/3 p. 100 d'huile essentielle jaune, d'une odeur pénétrante, et d'une saveur amère. L'essence de l'écorce de *Canella alba* est épaisse, d'un jaune foncé, et plus pesante que l'eau.

Essence d'estragon. Elle s'extrait de l'estragon (*Artemisia dracunculus*). Sa densité est 0,943. Suivant M. Laurent, sa formule est $C^{32} H^{20} O^3 = 4$ vol. de vapeur. Avec l'acide sulfurique, cette essence donne l'acide sulfodraconique, dont le sel de baryte est soluble. Ce même chimiste a obtenu, avec cette essence et l'acide nitrique, l'acide draconique (Voyez DRACONIQUE, Acide); l'acide nitro-draconasique $C^{32} H^{12} N O^{14} + 2 H O$, et l'acide nitro-draconésique $C^{32} H^{11} N^2 O^{18} + 2 H O$. Ces acides azotés donnent, avec le chlore et le brome, l'acide nitro-chlorodraconésique $C^{32} H^{11} Cl N O^{14} + 2 H O$; l'acide nitro-bromodraconésique $C^{32} H^{11} Br N O^{14} + 2 H O$. L'essence d'estragon donne, sous l'influence du chlore, le chlorure draconylique $C^{32} H^{15} O^3 Cl_7$, que la potasse échange en chlorure de potassium et en chlorodraconyle $C^{32} H^{14} Cl^{13} O^3$.

Essence de fenouil. On l'extrait de la graine d'*Anethum feniculum*. Elle est incolore ou jaunâtre, et d'une saveur agréable. Sa densité est 0,997.

Essence de Fernambouc. M. Chevreul a extrait cette essence du Fernambouc (*Cassal-*

pina crista.) Elle a l'odeur et la saveur du poivre, et réduit promptement le perchlorure d'or.

Essence de genièvre. Elle s'obtient par la distillation de l'eau avec les baies du genévrier (*Juniperus communis*); l'huile que l'on retire des baies vertes bout à 133°, une autre moins volatile bout à 203°; cette dernière huile constitue l'essence des baies mûres. L'huile plus volatile est incolore, et d'une odeur qui tient à la fois du genièvre et du bois de pin. Sa densité est 0,879. La densité de l'huile moins volatile est 0,878. Cette essence donne avec le gaz chlorhydrique une combinaison liquide (*hydrochlorate de juniperilène* de MM. Soubeiran et Capitaine). On fabrique en Angleterre une eau-de-vie de genièvre (*gin*) qui renferme un peu de cette essence, qui est employée en médecine comme diurétique, et donne à l'urine une odeur de violettes.

Essence de girofle (acide eugénique). La distillation des clous de girofle avec l'eau donne une huile essentielle composée d'un mélange d'acide eugénique et d'un hydrure de carbone C¹⁰ H¹⁶. Voyez EUGÉNIQUE (acide).

Essence de houblon. Par la distillation avec l'eau, les fleurs femelles du houblon (*Humulus lupulus*) produisent une huile essentielle particulière. Elle est fluide, peu colorée, d'une odeur de houblon très-prononcée, et d'une saveur acre. Cette huile essentielle est particulièrement fournie par les petites glandes jaunes dont les fleurs sont couvertes à la base des bractées du houblon. Sa densité est 0,910. Cette essence noircit l'argent métallique.

Essence de laurier. Soumises à la distillation avec l'eau, les feuilles et les fruits du laurier (*Laurus nobilis*) donnent une huile essentielle visqueuse, d'un blanc sale, d'une odeur forte et d'une saveur amère. Sa densité est 0,914. Par la rectification elle donne une huile très-volatile d'une densité de 0,827, et une autre d'une densité de 0,883. En épuisant les baies du laurier avec de l'alcool bouillant, on obtient par le refroidissement la *laurine* cristallisée en octaèdres à base rhombe. Ce principe a l'odeur de l'essence, et une saveur acre et amère.

Essence de lavande. On extrait de la lavande (*Lavandula spica*) une essence jaunâtre, très-fluide, d'une odeur forte et d'une saveur acre, aromatique et amère. Cette essence rougit le tournesol; suivant M. Dumas, sa composition est la même que celle du camphre des laurines. Sa densité est de 0,872 à 0,877. Elle explose légèrement avec l'iode, en produisant des vapeurs jaunes.

Essence de marjolaine. La marjolaine (*Origanum majorana*) donne une essence jaune clair, souvent brunâtre ou verdâtre, d'une odeur et d'une saveur fortes. Elle fait explosion avec l'iode.

Essence de mélisse. Elle est tirée du *Melissa officinalis*. Elle est d'un jaune pâle et d'une odeur citronnée. Sa densité est 0,973.

Essence de menthe crépue. Cette essence, extraite du *Mentha crispa*, est presque incolore, très-fluide, d'une odeur moins agréable que celle de la menthe poivrée; sa saveur est amère, et moins fraîche que celle de cette dernière. Sa densité est 0,969. *L'essence de menthe poivrée*, également connue sous le nom d'*essence de menthe d'Amérique*, est extraite des sommités fleuries du *Mentha piperita*. Elle est presque incolore, quelquefois jaunâtre ou verdâtre. Elle possède une odeur pénétrante, une saveur d'abord brûlante et aromatique, puis fraîche et agréable. Sa densité est entre 0,902 et 1,90. Le stéaroptène qu'elle dépose fond à 27° et bout à 200°; il a pour formule : C¹⁰ H¹⁶ O. En traitant l'essence poivrée concrète par l'acide phosphorique anhydre, M. Walter a obtenu un liquide incolore, très-mobile, d'une odeur agréable, auquel il a donné le nom de *menthène*. Ce chimiste considère l'essence de menthe comme un hydrate de menthène, exprimé par la formule : C¹⁰ H¹⁶ + 2HO.

Essence de pouillot. Elle se retire du *Mentha pulegium*. Elle bout entre 162 et 178°. Sa densité est 0,927, et sa composition : C¹⁰ H¹⁸ O.

Essence de millefeuilles. On l'extrait des feuilles de l'*Achillea millefolium*. Sa densité est 0,92. Suivant M. Bley, l'essence de la racine est incolore, celle des feuilles et des fleurs est d'un bleu foncé, et celle des graines d'un vert sale.

Essence de moutarde noire. Cette essence n'est pas contenue toute formée dans les graines : elle se forme sous l'influence de l'eau, comme l'essence d'amandes amères. Donc, pour la préparer, on met les graines pilées pendant quelques heures en contact avec l'eau. Par la distillation, on obtient un produit jaunâtre, bouillant à 145°, et ayant pour densité 1,013. L'ammoniaque se combine directement avec l'essence de moutarde pour former un corps blanc, cristallin, représenté par la formule : C⁸ H⁵ NS² + NH³. Traitée par l'acide nitrique, l'essence de moutarde devient d'abord verte, puis jaune rougeâtre, et se convertit finalement en une matière résinoïde jaune, à laquelle M. Lœwig a donné le nom de *resine nitrosinapique*. — M. Will vient de découvrir plusieurs composés nouveaux, par la réaction de la potasse et de l'oxyde plombique sur l'essence de moutarde. L'un de ces composés, représenté par la formule C⁸ H⁶ N², a reçu le nom de *sinamine*, l'autre, exprimé par C⁴ H² N² O², s'appelle *sinapoline*. Ces deux corps se combinent avec les perchlorures de mercure et de platine, et se comportent comme des bases organiques. L'oxyde plombique, chauffé avec l'essence de moutarde, se combine avec un acide particulier que M. Will a représenté par la formule : C⁸ H⁶ NS⁴. (Voyez *Annalen der Chemie*, octobre 1844).

Essence de muscade. Elle se prépare en distillant des noix de muscade avec de l'eau.

Elle est jaune, aromatique, et d'une densité de 0,92. Elle se compose d'une huile légère et d'un principe cristallin (*myristicine* de John), plus pesant que l'eau, et fusible vers 90°. Muller assigne à ce stéaroptène la formule : $C^{16}H^{16}O_5$.

Essence de myrrhe. Huile incolore, très-fluide, balsamique, qui s'obtient par la distillation de la résine du *Balsamodendron myrrha*. Elle jaunit et s'épaissit à l'air. Composition inconnue.

Essence de néroli ou de fleur d'oranger. On l'obtient en distillant les fleurs d'oranger avec de l'eau. D'après Doebereiner, cette essence forme un acide particulier, lorsqu'on la met en contact avec le noir de platine. Elle paraît se composer de deux huiles : l'une, d'une odeur agréable, existe abondamment dans l'eau distillée de néroli ; l'autre, presque insoluble dans l'eau, ne se rencontre que dans l'essence.

Essence de persil. Elle s'extrait de l'*Apium petroselinum*. Elle est jaune, et exhale une forte odeur de persil. Agitée avec l'eau, elle se décompose en deux huiles : l'une suriuge le liquide, l'autre, plus pesante, se dépose. Cette dernière se solidifie, et forme une espèce de stéaroptène.

Essence de poivre. On l'obtient en distillant le poivre (*Piper nigrum*) avec l'eau. Elle est incolore, très-mobile, bouillant à 167°,5, et d'une densité de 0,864. Elle a la même composition que l'essence de térébenthine.

Essence de raifort. Elle se retire du *Cochlearia armoracæa*. Elle est d'un jaune pâle, plus pesante que l'eau. A la longue, elle se transforme en aiguilles, douées d'un éclat argenté ayant la même odeur et la même saveur que l'essence liquide.

Essence de reine des prés. Cette essence a été retirée par M. Pagenstecher des fleurs de la reine des prés (*Spiræa ulmaria*), et décrite par M. Loewig sous le nom d'acide spiréolhydrique. Elle possède au plus haut degré l'odeur des fleurs de cette plante. Traitée par un mélange d'acide sulfurique et de bichromate de potasse, elle donne naissance à un acide oléagineux qui a exactement la même composition que l'acide benzoïque cristallisé. (*Foyez SAUCINE*).

Essence de romarin. On l'extrait du *Rosmarinus officinalis*. Elle est incolore, très-fluide, et d'une saveur camphrée. Sa densité est 0,911. Elle bout vers 166°. Les proportions de stéaroptène qu'elle renferme varient suivant les époques de la végétation. Par l'évaporation spontanée, elle donne du camphre de romarin. Formule de l'essence : $9C^{11}H + 2HO$.

Essence de roses. Elle se retire de diverses espèces de roses. Elle est jaune, semi-liquide, et se solidifie par le froid en une masse butyreuse. Elle se compose d'une huile liquide et de stéaroptène. Ce stéaroptène forme des feuillettes cristallines qui fondent à 53°, et ont leur point d'ébullition entre 280° et 500°. L'es-

sence de roses est souvent sophistiquée avec de l'huile grasse.

Essence de rue. On l'extrait du *Ruta graveolens*. Elle est d'un vert pâle, d'une odeur désagréable, et d'une saveur âcre et amère. Elle bout vers 243°, et peut être distillée sans altération. Sa densité est 0,837. Formule : $C^{28}H^{28}O^3$.

Essence de térébenthine. Différentes espèces de conifères (*Pinus sylvestris*, *Pinus abies*, etc.) exsudent une résine jaunâtre, qui durcit à l'air. Cette résine reçoit divers noms, suivant son état de pureté. Soumise à la distillation, elle fournit l'essence de térébenthine et la colophane en résidu. L'essence de térébenthine est incolore, d'une odeur balsamique pénétrante, et d'une saveur âcre et brûlante. Elle bout à 136°. Sa densité est 0,86. Soumise à l'action d'un grand froid, elle laisse déposer un hydrate cristallin contenant 6 eq. d'eau ; en faisant réagir l'acide chlorhydrique sur l'essence de térébenthine, on obtient un produit cristallin, connu sous le nom de *camphre artificiel*. Ce produit a l'odeur et la saveur du camphre ordinaire ; sa composition est : $C^{20}H^{16}Cl$. Par l'action du chlore sur l'essence de térébenthine, M. Deville a obtenu un corps particulier, qu'il a désigné sous le nom de *camphène*. Formule de l'essence de térébenthine : $C^{20}H^{16} = 4$ volumes de vapeurs.

Les feuilles des *Labiées* fournissent un grand nombre d'essences, parmi lesquelles je me contenterai de nommer l'essence de sauge, l'essence de serpolet, l'essence de thym, l'essence d'hysopé, l'essence d'origan.

ÉTAIN. (Du latin *stannum*.) L'étain est un métal d'un beau blanc d'argent. Il acquiert, par le frottement, une odeur particulière. Il est un peu moins mou que le plomb, et dépourvu d'élasticité. Il est susceptible de cristalliser en prismes. Quand on le plie, il fait entendre un petit craquement, appelé par les anciens *cri de l'étain* (dû au dérangement de la structure cristalline). Sa densité est 7,291. C'est un des métaux les plus malléables ; il peut se réduire, sous le laminoir, en feuilles extrêmement minces, vendues dans le commerce sous le nom de *Stanniol* ou de *Zinnfolie*. L'étain est très-ductile et assez tenace. Il faut un poids de 21 kilogrammes pour rompre un fil de 2 millimètres de diamètre. C'est le métal le plus fusible ; il fond à 228°. On peut le couler, étant fondu, sur du papier et d'autres étoffes sans les brûler. Lorsqu'on le fait fondre et tomber dans l'eau, on l'obtient dans un état de division particulier, appelé *grenaille d'étain*. L'étain paraît être un peu volatil.

Chauffé au contact de l'air, il brûle avec flamme et se convertit en peroxyde. L'étain, coulé dans les moules, présente à sa surface une couleur irisée, ce qui tient à des phénomènes d'oxydation. Il décompose l'eau à la chaleur rouge, et se change en peroxyde. L'acide azotique très-concentré n'attaque pas

l'étain; étendu, il l'attaque, le transforme en peroxyde sans le dissoudre. L'acide sulfurique ne l'attaque qu'à chaud. L'acide chlorhydrique le dissout promptement, avec dégagement d'hydrogène. L'eau régale l'attaque vivement à froid. Les alcalis fixes le dissolvent: l'étain s'oxyde aux dépens de l'eau, en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène. Il brûle avec flamme dans le chlore gazeux. L'étain s'allie avec presque tous les métaux. Formule: Sn = 75,5, 294.

Il existe un petit nombre de pays possédant des mines d'étain assez importantes pour être exploitées en grand. Ces pays, en quelque sorte privilégiés, sont, en Europe, l'Angleterre, la Saxe et la Bohême; en Asie, Banca et Malakka. On ne rencontre jamais l'étain à l'état natif. Les minéraux d'uranie, de tantalite, de titane et de zinc, contiennent presque toujours des traces d'oxyde d'étain. On trouve l'étain dans la nature: 1° à l'état d'oxyde, en filons et en veinules disséminées dans les terrains anciens. On a découvert deux gîtes d'étain en France, l'un à Piriac (Seine-Inférieure), l'autre à Vaulry (Haute-Vienne); mais ils ne sont pas assez considérables pour être exploités avec avantage. L'oxyde d'étain natif est d'un brun rougeâtre, quelquefois gris verdâtre. Il est presque toujours mêlé avec du peroxyde de fer, avec de l'oxyde de manganèse et de l'oxyde de tantalite. 2° A l'état de sulfure, l'étain est fort rare. On ne l'a encore rencontré qu'en Cornouailles et au Mexique; et encore est-ce le sulfate de cuivre qui prédomine dans ce minerai.

On grille le minerai d'étain pour en expulser le soufre et l'arsenic qu'il pourrait contenir, et l'on réduit l'oxyde d'étain avec du charbon. L'étain du commerce n'est jamais pur. L'étain anglais, qui passe pour le plus pur, contient presque toujours des traces de cuivre, de plomb et quelquefois d'arsenic. Pour avoir l'étain chimiquement pur, il faut traiter l'étain du commerce par l'acide nitrique, laver l'oxyde qui en résulte, et le réduire avec du charbon. L'étain, parfaitement pur, a un cri bien plus prononcé que l'étain du commerce.

L'étain est un des métaux les plus anciennement connus; les îles Cassitérides dont parlent les anciens géographes, et le commerce des Phéniciens sur les côtes de l'Espagne, témoignent de la haute antiquité de ce métal. Les alchimistes l'avaient consacré à Jupiter, en le représentant par le symbole de la planète du même nom.

Composés oxygénés. Il existe trois oxydes d'étain, dans lesquels les proportions de l'oxygène sont entre elles comme les nombres 1, 1 et 2.

1° *Protoxyde.* Il est d'un gris noir, très-avide d'oxygène, et se suroxyde facilement. Chauffé à l'air, il brûle comme de l'amadou et se change en peroxyde. A l'état hydraté il est blanc, soluble dans les acides, dans les

alcalis fixes, et insoluble dans l'ammoniaque. Formule: Sn O.

En traitant le protochlorure d'étain par l'ammoniaque, on obtient un précipité blanc; on l'évapore, pour chasser l'eau et l'ammoniaque. Le résidu pulvérulent est d'un gris noir; c'est le peroxyde d'étain.

2° *Sesquioxyde.* A l'état d'hydrate, il se présente sous la forme d'une masse blanche, gélatineuse et difficile à laver. Calciné à l'abri du contact de l'air, il est noir. Formule: Sn² O³.

On l'obtient en faisant digérer dans du protochlorure d'étain du sesquioxyde de fer hydraté.

3° *Peroxyde (Acide stannique).* Préparé par l'action de l'acide azotique sur l'étain, le peroxyde d'étain se présente sous la forme d'une poudre blanche, contenant de l'eau qui s'en va vers 100°. Il est complètement insoluble dans l'acide azotique. Préparé en précipitant le bichlorure (chlorure) d'étain par l'ammoniaque, ce même peroxyde est d'un jaune pâle, gélatineux; desséché à l'air, il devient d'un blanc lustré comme de la soie, et il est un peu soluble dans l'acide azotique. Ainsi, le peroxyde d'étain, préparé de deux manières différentes, possède aussi quelques propriétés différentes, bien que dans l'un et dans l'autre cas sa composition soit la même. Le peroxyde d'étain étant insoluble dans l'acide nitrique, comme du reste dans presque tous les acides, il est facile de séparer l'étain des autres métaux qui, comme le plomb, le fer, le cuivre, sont tous très-solubles dans l'acide azotique. Il convient d'appeler le peroxyde d'étain *acide stannique*; car il n'a pas la moindre affinité pour les acides, tandis qu'il rougit le tournesol et se combine avec les bases. Fondu avec le borax ou avec le phosphate de soude, il donne un émail blanc, employé dans la fabrication des cadrans de montres, etc. Formule: Sn O₂.

Composés sulfurés. Les degrés de sulfuration suivent la même progression que les degrés d'oxydation: 1, 1 et 2.

1° *Protosulfure.* Il est d'un gris de plomb, mou, et à cassure lamelleuse. Il est un peu moins fusible que l'étain. Par le grillage, il se transforme en peroxyde d'étain. Il se mélange en toutes proportions avec l'étain métallique. C'est le plus stable des sulfures d'étain. Formule: Sn S.

On l'obtient par la voie humide, en précipitant le protochlorure par l'hydrogène sulfuré; ou, par la voie sèche, en chauffant directement le soufre avec l'étain en proportions convenables.

2° *Sesquisulfure.* Il est jaune grisâtre, d'un éclat métallique. A la température blanche il se convertit en protosulfure, avec dégagement de soufre. Formule: Sn² S³.

On l'obtient en chauffant le protosulfure avec du soufre, jusqu'à ce qu'il ne dégage plus de soufre.

5° *Persulfure*. (Or mussif, or de Judée, or mosaïque). Il existe sous forme de lames ou d'écaillés micacées d'un jaune d'or, douces au toucher. A la chaleur rouge, il dégage la moitié de son soufre. Formule : Sn S_2 , analogue à celle du peroxyde.

On l'obtient à l'état de poussière jaunâtre, en précipitant le protochlorure d'étain par l'hydrogène sulfuré. Le potassium donne, avec ce même réactif, un précipité brun marron. Dans les arts, on le prépare par la voie sèche, en chauffant dans un matras un amalgame d'étain, composé de 12 p. d'étain et de 3 p. de mercure (le mercure sert à la division de l'étain), avec 7 p. de soufre et 3 p. de sel ammoniac. Le sulfure ainsi obtenu est agrégé sous forme de pain, ayant une coloration un peu différente de celle que présente l'or mussif obtenu par la voie humide. L'or mussif est employé pour frotter les coussins des machines électriques. Le persulfure d'étain est un acide analogue au peroxyde. On pourrait l'appeler acide *sulfo-stannique* : il se combine avec les sulfures alcalins (sulfo-bases), pour former des *sulfo-sels* (sulfures doubles). Le phosphore et l'arsenic, en se combinant avec l'étain, donnent naissance à des composés fusibles, et résistant à une forte température sans se décomposer. Le carbone ne paraît pas se combiner avec l'étain.

Composés chlorés. Les composés de chlore correspondant aux composés d'oxygène sont :

1° *Le protochlorure d'étain*. Il est d'un blanc grisâtre, à cassure résineuse. Il est fusible et volatil. Comme il a une grande tendance à se changer en chloride (perchlorure); il enlève le chlore aux chlorures de fer, de cuivre, de mercure, etc. Il se dissout dans une petite quantité d'eau. Si l'eau est en trop grande quantité, il se produit un précipité blanc d'*oxychlorure*, formé de 1 équ. de peroxyde d'étain, de 1 équ. de chlorure et de 2 équ. d'eau. L'eau qui surnage est acide : elle contient de l'acide chlorhydrique libre. Aussi, avant de dissoudre le protochlorure, faut-il préalablement aiguiser l'eau avec un peu d'acide chlorhydrique qui s'oppose à la décomposition de l'eau, et conséquemment à la formation d'un oxychlorure insoluble. La dissolution du protochlorure d'étain est aussi avide d'oxygène qu'elle est avide de chlore. C'est ce qui fait que l'on s'en sert comme d'un moyen désoxygénant ; dans cette action désoxygénante, le protochlorure d'étain se transforme en perchlore très-soluble et en peroxyde peu soluble, à moins que la liqueur ne soit très-acide. Le protochlorure d'étain ramène au *minimum* les sels de fer et de manganèse au *maximum* ; il réduit les oxydes d'antimoine, les acides arsénieux, arsénique, etc. Il absorbe le chlore gazeux avec production de chaleur et de lumière. Il précipite l'or de ses dissolutions ; le précipité est marron ou vert ; il est d'une belle couleur pourpre (*pourpre de Cassius*), si le protochlorure

d'étain contient un peu de perchlore. Il ramène le perchlore de mercure (sublimé corrosif) à l'état de protochlorure (calomélas) et même à l'état de mercure métallique, si le protochlorure d'étain se trouve en excès dans la liqueur. Il réduit le perchlore de cuivre à l'état de protochlorure, etc. Le protochlorure d'étain se combine avec les chloro-bases (chlorures alcalins), pour former des chloro-sels dans lesquels il joue le rôle d'acide. Formule : Sn Cl ou Sn Cl_2 .

On obtient le protochlorure d'étain sous la forme d'une matière vitreuse, en chauffant le perchlore de mercure avec de l'étain. En traitant à une douce chaleur l'étain par l'acide chlorhydrique, on obtient le protochlorure d'étain cristallisé en petites aiguilles prismatiques blanchâtres, contenant un certain nombre d'équivalents d'eau que l'on n'a pas encore évalués. Dans cet état, il est connu dans le commerce sous le nom de *sel d'étain*. On l'emploie comme mordant dans la teinture.

2° *Le perchlore (deutochlorure, bichlorure, chloride, liqueur fumante de Libarius)* est liquide, incolore, plus pesant que l'eau, d'une odeur suffocante, très-volatil et fumant à l'air. Il bout à 120°. Ses vapeurs sont très-lourdes : leur densité est 9,2. Le perchlore d'étain a une grande affinité pour l'eau : lorsqu'on le met en contact avec une petite quantité d'eau, il se prend en une masse blanche présentant une sorte de cristallisation confuse. Il dissout l'étain métallique en le transformant en protochlorure. Il n'a ni la propriété désoxygénante ni la propriété *déchlorurante* du protochlorure. Il ne précipite point la dissolution d'or. Il est employé comme mordant dans la teinture en écarlate. Formule : Sn Cl_2 ou Sn Cl_4 .

On l'obtient anhydre par la distillation, en chauffant ensemble 4 parties de sublimé corrosif avec 1 p. de grenaille d'étain. On le prépare directement en brûlant l'étain dans du chlore gazeux. Le perchlore d'étain est un acide comme le peroxyde. Il convient de lui donner le nom d'*acide chloro-stannique*. Il se combine avec les chlorures alcalins pour former des chloro-sels cristallisables.

Le *brôme* et l'*iode* forment des composés analogues à ceux que produit le chlore avec l'étain.

Sels d'étain. On distingue deux espèces de sels d'étain : 1° les sels au *minimum*, 2° les sels au *maximum*.

Ils ont une réaction acide. Le zinc, le fer, le cadmium, précipitent l'étain de ses dissolutions sous forme de poudre grise qu'on peut aplâtrir sous le marteau, et réunir en un petit enlot d'étain métallique. Fondus avec du borax, les sels d'étain donnent des émaux opaques, qu'on applique sur la faïence ou sur la poterie. Comme la faïence et la couche d'émail qui la recouvre sont inégalement dilatables, il arrive que la surface se fendille sous l'in-

fluence de la chaleur. Caractères des sel au *minimum* :

1° La potasse et la soude les précipitent en blanc; le précipité est soluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque les précipite de même; mais un excès ne redissout pas le précipité.

3° L'acide sulfhydrique y produit un précipité brun chocolat.

4° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc gélatineux.

5° Les iodures alcalins y forment un précipité qui passe promptement au rouge, et qui se dissout dans un excès de précipitant.

Caractères des sels au *maximum* :

1° La potasse et la soude les précipitent en blanc; le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque les précipite de même; mais le précipité est soluble dans un excès d'ammoniaque.

Ce précipité devient gris par la calcination, tandis que le précipité de protoxyde reste blanc à toutes les températures.

3° L'hydrogène sulfuré y donne un précipité jaune (*or mussif*).

4° Les iodures alcalins ne les troublent pas.

5° Le cyanoferrure de potassium y produit un précipité gélatineux jaunâtre.

6° Le zinc y forme un précipité blanc de protoxyde d'étain, avec dégagement d'hydrogène.

Sulfate de protoxyde. Il est soluble dans l'eau et cristallise en prismes très-minces. On l'obtient en versant de l'acide sulfurique dans une dissolution de protochlorure d'étain.

Azotate de protoxyde. Il est très-acide et incristallisable. Il lui manque les vrais caractères d'un sel.

Les prétendus *deutosulfate* et *deutoazotate* d'étain ne sont point de véritables composés salls. Ils sont liquides, incristallisables, et l'eau en précipite du peroxyde d'étain. — La division des sels d'étain, en *protosels* et en *persels* (sels au *maximum* et sels au *minimum*), ne comprend pour ainsi dire que le *protochlorure* et le *perchlorure*.

ÉTAÏN (Alliages d'). Le *fer-blanc* est un alliage d'étain et de fer. Une feuille de fer bien découpée (tôle), qu'on plonge dans un bain d'étain, se mouille comme dans de l'eau; à mesure que la couche d'étain se refroidit, elle reste fortement adhérente au fer (superposition de l'étain). Un barreau aimanté est propre à accélérer la plus légère trace de cet alliage. L'étain rend le fer très-cassant, et susceptible de sauter rapidement dans l'eau. En lavant le fer-blanc avec de l'eau régale ou avec de l'acide azotique affaibli, on met à découvert la face cristalline de l'étain, offrant des dessins bizarres assez agréables à la vue. C'est là ce qui constitue le *moiré* (mot tartare signifiant *bigarrure*) qui se vendait autrefois au poids de l'or, et que les Chinois et les Orientaux connaissaient bien longtemps avant les Européens. Comme le *moiré* se ternit à

l'air, il faut le recouvrir d'une légère couche de vernis. Le *moiré* n'est autre chose que la cristallisation naturelle de l'étain allié avec le fer. Les acides enlèvent la couche d'étain la plus superficielle, ternie par l'action de l'air, et confusément cristallisée par suite d'un refroidissement brusque et inégal.

ÉTAMAGE. L'étamage consiste à plonger des vases de cuivre ou des lames de fer dans un bain d'étain. *Voyez* ÉTAÏN (Alliages). C'est une opération fort ancienne. Pliny l'a parfaitement décrite. « On se sert, dit-il, de l'étain pour recouvrir des vases de cuivre, qui présentent le double avantage d'être exempts d'une saveur désagréable et d'être préservés de la rouille. » C'est aux Gaulois que revient l'honneur de cette belle découverte, si utile à la santé de l'homme. Les airains étamés des Gaulois étaient appelés *vasa incocctilia*. Dans la ville d'Alise (Provins), on substitua l'argent à l'étain pour étamer des objets d'airain. Les habitants de Bourges argentaient jusqu'à leurs voitures, leurs litières et leurs chariots. (*Voyez* HOEFER, *Histoire de la chimie*, tome 1, pag. 132).

ÉTHAL. Matière blanche, cristalline, inodore, insipide, fusible vers 30° et sublimable sans altération. L'éthal s'obtient en faisant digérer pendant plusieurs jours un mélange de parties égales de blanc de baleine et de potasse, dans un même poids d'eau soumise à une température de 30° à 60°. Le produit savonneux est ensuite décomposé par l'acide sulfurique, qui sépare un mélange d'acide margarique, d'acide oléique et d'éthal. On enlève les acides margarique et oléique par l'eau de baryte, et on sépare l'éthal par l'éther, dans lequel il est très-soluble. MM. Chevreul, Dumas et Péligot sont arrivés à l'éthal la formule : $C^{32}H^{33}O + HO$.

ÉTHALIQUE (Acide). *Voyez* CÉTYLIQUE (Acide).

ÉTHÉR. Synonymes : *Oxyde d'éthyle*; *Éther hydrique*; *Éther sulfurique*; *Naphtha vitrioli*; *Oleum vitrioli dulce*. Basile Valentin parle déjà de la préparation de l'éther sulfurique. (*Voyez* HOEFER, *Histoire de la chimie*, tome 1, pag. 439.) L'éther est un liquide incolore, très-mobile, bouillant à 33°, et se congelant entre 51 et 41°. Sa densité est 0,7134 à 20°. Il produit, par son évaporation rapide, un grand abaissement de température. Il a une odeur agréable, pénétrante, et une saveur fraîche et aromatique. Il est très-inflammable; sa vapeur, mêlée d'air ou d'oxygène, constitue un mélange explosif. L'éther ne se dissout que dans 10 parties d'eau, tandis qu'il est soluble en toutes proportions dans l'alcool, dans les huiles grasses et les huiles essentielles. Au contact de l'air, il absorbe de l'oxygène, et se transforme en partie en eau et en acide acétique. A une température élevée, les vapeurs d'éther donnent de l'acide formique, de l'acide acétique et de l'acide aldéhydique. Chauffé dans un tube de

verre, il se décompose en aldéhyde, en gaz oléifiant et en gaz des marais.

L'éther est le dissolvant naturel des matières grasses, des huiles essentielles, de la cire et de plusieurs résines. Il dissout 1/50 de soufre et 1/57 de phosphore. Le éblore décompose l'éther : il se forme de l'acide chlorhydrique, et du carbone est mis en liberté. L'acide nitrique le change sous l'influence de la chaleur, en aldéhyde, en acides oxalique, formique et carbonique.

On prépare l'éther en chauffant environ à 110° un mélange de 3 parties d'alcool de 90 centièmes avec 9 p. d'acide sulfurique hydraté. Le produit de la distillation, condensé dans un réfrigérant, se compose d'éther mêlé d'eau et d'alcool. L'opération marche d'une manière continue, lorsqu'on fait arriver de l'alcool dans le mélange bouillant : par une action catalytique, dont la nature intime n'est pas connue, l'alcool passe immédiatement à l'état d'éther. A la fin de cette action si remarquable, l'acide sulfurique se retrouve intact, et combiné seulement avec une plus grande quantité d'eau. Cette eau provient de la décomposition de l'alcool, lequel peut être regardé comme de l'hydrogène bicarboné combiné avec deux équivalents d'eau : $C^4 H^4 + 2 HO$. Les éléments qui restent, représentent exactement la composition de l'éther : $C^4 H^4 + HO$.

Un fait plus frappant encore, c'est que l'éther, traité par les acides minéraux ou organiques, donne naissance à d'autres éthers, dans lesquels l'équivalent d'eau de l'éther ordinaire est remplacé par un équivalent d'acide. La formule générale de ces éthers est donc : $C^4 H^4 + A$, A désignant un acide quelconque. Ceux qui considèrent l'éther ordinaire comme l'oxyde d'un radical hypothétique, appelé *éthyle* ($C^4 H^5$), représentent les combinaisons de cet éther avec les oxacides, par la formule générale : $C^4 H^5 O + A = Ac O + A$; et les combinaisons avec les hydracides, par la formule générale : $Ac + A$.

Nous allons décrire sommairement quelques-unes de ces combinaisons intéressantes.

Ether acétique. Cet éther fut découvert par Lauraguais, en 1759. On le prépare en distillant ensemble 10 parties d'acétate de soude, 15 p. d'acide sulfurique concentré, et 6 p. d'alcool de 80 centièmes. Le produit de la distillation, mêlé de eaux et chlorure de calcium, est distillé de nouveau au bain-marie, pour avoir l'éther pur. C'est un liquide incolore, d'une odeur agréable, bouillant à 74°, et ayant une densité de 0,89 à 13°. Il se dissout dans 7 parties d'eau ; il est soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther. L'acide chlorhydrique le change en éther chlorhydrique. Formule de l'éther acétique : $C^4 H^3 O^3 + C^4 H^5 O = Ac, Ac O$ (*Acétate d'oxyde d'éthyle*).

Ether benzoïque. Liquide incolore, oléagineux, d'une odeur faiblement aromatique et

d'une saveur épicée. Il bout à 202°. Sa densité est 1,059 à 10°. On le prépare en soumettant à la distillation un mélange de 2 parties d'acide benzoïque cristallisé, de 1 p. d'acide chlorhydrique concentré, et de 4 parties d'alcool de 85 centièmes. Formule : $C^4 H^5 O^3, C^4 H^5 O = Bz O, A_2 O$ (*benzoate d'oxyde d'éthyle*).

Ether borique. Cet éther, qui se présente sous forme d'une masse vitreuse, molle, a été récemment découvert par M. Ebelmea (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, année 1814). Il a été obtenu par le procédé suivant : On distille ensemble des poids égaux d'alcool absolu et d'acide borique fondu, réduit en poudre fine. En arrêtant la distillation vers 110°, puis traitant la masse refroidie par l'éther anhydre, décantant la solution éthérée et la chauffant progressivement au bain d'huile jusqu'à 200°, on obtient, pour résidu, un liquide visqueux qui donne à cette température des fumées blanches assez abondantes à l'air, et qui se solidifie par le refroidissement. C'est l'éther borique. Vers 50°, il peut se tirer en fils très-déliés. Il a une faible odeur éthérée, une saveur brillante. Placé sur la peau, il y occasionne une impression très-sensible de chaleur, et se change bientôt en une poussière blanche d'acide borique. Chauffé à 500°, il se décompose en produisant un dégagement abondant de gaz oléifiant qui brûle avec une flamme verte, à cause des parcelles d'acide borique qui ont été ainsi entraînées. Formule probable de l'éther borique : $2 (BO^3) C^4 H^5 O$.

Ether carbonique. Découvert par Ettling. Pour obtenir l'éther carbonique, on jette des fragments de potassium dans de l'éther oxalique chaud, tant qu'il se dégage du gaz ; après avoir enlevé l'excès de potassium, on distille la masse brune, mêlée d'eau. L'éther carbonique occupe la couche supérieure du produit de la distillation. C'est un liquide aussi mobile que l'éther ordinaire, et d'une odeur aromatique. Il bout à 126°, et brûle avec une flamme bleue. Traité par une solution alcoolique de potasse, il est décomposé en alcool et en acide carbonique. Formule de l'éther carbonique : $CO^2, C^4 H^5 O = CO^2, Ac O$ (*carbonate d'oxyde d'éthyle*).

Ether bromhydrique. Découvert par Sérullas. On le prépare en distillant un mélange de 1 partie de brome, de 4 p. d'alcool et de 1/8 de phosphore. L'éther bromhydrique est un liquide incolore, très-volatil, et plus pesant que l'eau. Formule : $C^4 H^5 Br = Ac Br$ (*bromure d'éthyle*).

Ether chlorhydrique. On l'obtient en distillant l'alcool avec certains chlorures métalliques (chlorures d'antimoine, d'étain, de platine), ou avec de l'acide chlorhydrique. C'est un liquide incolore, très-volatil, d'une odeur aromatique pénétrante. Il bout à 11°. Il ne précipite pas le nitrate d'argent, et brûle avec une flamme bordée de vert, en dégageant des vapeurs d'acide chlorhydrique. En passant

à travers un tube incandescent, il se décompose en volumes égaux de gaz oléfiant et de gaz acide chlorhydrique. Sa densité est 0,871 à 3°. Formule : $C^4 H^5 Cl = Ae Cl$ (*chlorure d'éthyle*).

Éther iodhydrique. Découvert par M. Gay-Lussac. On le prépare en distillant de l'alcool saturé de gaz acide iodhydrique. C'est un liquide incolore, d'une odeur aromatique, bouillait à 71°. Il s'enflamme difficilement, et se décompose à l'air en mettant de l'iode en liberté. Sa densité est 1,9206. Formule : $C^4 H^5 I = AeI$ (*iodure d'éthyle*).

Éther sulhydrique. Découvert par M. Regnault. C'est un liquide incolore bouillant à 73°. La densité de sa vapeur est 3,15. On l'obtient par voie de double décomposition, en traitant une dissolution alcoolique de monosulfure de potassium par de l'éther chlorhydrique. Formule : $C^4 H^5 S = AeS$ (*sulfure d'éthyle*).

Éther méthylique. Synonymes : *Oxyde de méthyle*; *Hydrate de méthylène*. Gaz incolore, d'une odeur éthérée, très-inflammable. Il ne se liquéfie pas à - 16°. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa densité est 1,605. On l'obtient en distillant un mélange de volumes égaux d'acide sulfurique concentré et d'esprit de bois. Sa formule est $C^2 H^3 O = MeO$.

Éther nitreux. Synonymes : *Éther nitrique*; *Éther hyponitreux*. Pour le préparer, on chauffe très-douceinent dans un appareil distillatoire un mélange de 3 parties d'alcool de 25 centièmes, et de 2 p. d'acide nitrique d'une densité de 1,204. Dès que le mélange entre en ébullition, on retire le feu. On rectifie le produit en le distillant de nouveau à 40°. L'éther nitreux ainsi obtenu renferme presque toujours un peu d'aldéhyde. Il bout à 21°, et sa densité est 0,886 à 4°. Il est d'une couleur jaune pâle, et présente une odeur de pomme de reinette. Le *spiritus nitri dulcis* des officines se prépare en mélangeant 1 p. d'éther nitreux avec 8 p. d'alcool anhydre. Formule de l'éther nitreux : $C^4 H^5 O, NO^3 = AeO, NO^3$ (*nitrite d'oxyde d'éthyle*).

Éther nitrique. Découvert par M. Millon en 1815. Pour le préparer, M. Millon prescrit d'employer 1 volume d'acide nitrique de 1,401, exempt d'acide chlorhydrique, et 5 volumes d'alcool à 53°. Pour mieux réussir, il ne faut agir que sur un mélange de 120 à 150 grammes, additionné de 1 à 2 grammes d'urée. L'emploi de ce dernier corps a pour but de détruire le gaz nitreux (en le décomposant en volumes égaux d'azote et d'acide carbonique) qui entrave la formation de l'éther nitrique, de même qu'il provoque l'oxydation des métaux, lorsqu'il est mêlé à l'acide nitrique. L'éther nitrique est un liquide incolore d'une odeur suave, différente de celle de l'éther nitreux. Sa saveur est sucrée, et d'un arrière-goût légèrement amer. Il bout à 83°. Sa densité est 1,112 à 17°. Sa formule est : $C^4 H^5 O + NO^3$.

Éther ananthique. Liquide incolore, très-fluide, d'une odeur vineuse émbrante. Il est

très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il bout vers 225°. Sa densité est 0,862. Pendant la distillation de l'eau-de-vie de raisin, il passe une liqueur huileuse, qui est un mélange d'éther ananthique et d'acide ananthique; on sépare ce dernier en faisant bouillir le mélange avec une solution étendue de carbonate de soude. Formule : $C^{15} H^{18} O^3$. (*Pelouze et Mulder*.)

Éther oxalique. Liquide incolore, huileux, bouillant à 181°. Il a une odeur aromatique. Sa densité est 1,0929 à 7°. On le prépare en distillant rapidement un mélange de 4 p. de bioxalate de potasse, de 3 p. d'acide sulfurique et de 4 p. d'alcool de 90 centièmes. On rectifie le produit de la distillation. Formule : $C^4 H^5, C^2 O^3 = Ox, AeO$ (*oxalate d'oxyde d'éthyle*).

Ethers siliciques. M. Ebelmen vient de découvrir deux espèces d'éthers siliciques en faisant réagir l'alcool absolu sur le chlorure de silicium (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, année 1841). Lorsqu'on verse avec précaution de l'alcool absolu dans du chlorure de silicium, il se produit une réaction très-vive, accompagnée d'un dégagement abondant de gaz acide chlorhydrique. Le mélange est ensuite soumis à la distillation. Le produit distillé entre 160 et 170°, et rectifié, constitue un liquide incolore, d'une odeur éthérée, d'une saveur poivrée, et d'une densité de 0,952. C'est l'éther silicique, qui a pour formule : $SiO^3 + 3 C^4 H^5 O$. En fractionnant le produit qui distille entre 170 et 500°, et l'analysant, on trouve que le carbone et l'hydrogène s'y rencontrent constamment dans le même rapport que dans l'éther, mais que la proportion de silice augmente avec la température. Le liquide distillé au delà de 500° est incolore, doué d'une odeur faible, et d'une saveur toute différente de celle de l'éther précédent. Sa densité est 1,053. C'est l'éther silicique, qui a pour formule : $2 (SiO) C^4 H^5 O$.

ÉTHÉRÈNE. Voyez HYDROGÈNE BICARBONÉ.

ÉTHÉRIÈNE. Matière blanche, cristalline, qui s'obtient en même temps que l'étherole, par la décomposition du sulfate double d'oxyde d'éthyle et d'éthérole. Elle fond à 110°, en répandant une vapeur aromatique, et bout à 260°. Elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther. Sa densité est 0,980.

ÉTHÉROLE. Liquide incolore, oléagineux, qui s'obtient en même temps que l'étherine (Voyez ce mot). Il bout à 230° et se solidifie à - 33°. Il est très-soluble dans l'alcool absolu et dans l'éther. Sa densité est 0,917.

ÉTHÉROSULFURIQUE (Acide). Voyez SULFOVINIQUE (Acide).

ÉTHIONIÈRE (Acide). Acide peu stable, découvert (en même temps que l'acide iséthionique, beaucoup plus stable) par M. Magnus, en traitant l'alcool à froid par l'acide sulfurique anhydre. La liqueur, saturée par le carbonate de baryte, donne un précipité de sulfate de baryte, tandis que l'éthionate de baryte

reste en dissolution. Par une évaporation ménagée, la liqueur se prend en une masse cristalline d'éthionate de baryte, qu'on décumpose par l'acide sulfurique étendu, pour se procurer l'acide éthionique. Formule : $C^8 H^4, 4 SO^3, 2 HO$.

ÉTHYLE. Radical hypothétique, représenté par $Ae = C^4 H^5$. D'après cette hypothèse, l'éther ordinaire serait un *oxyde d'éthyle* ($Ae + O$), l'éther chlorhydrique, un *chlorure d'éthyle* ($Ae Cl$); l'éther bromhydrique, un *bromure d'éthyle* ($Ae Br$); l'acide sulfovinique, un *sulfate acide d'oxyde d'éthyle* ($AeO + 2 SO^3$), etc.

ÉTINCELLE ÉLECTRIQUE. Voyez ÉLECTRICITÉ.

ÉTUVES. Les étuves des laboratoires de chimie sont des espèces de caisses que l'on entretient à une température déterminée, et peu élevée. On place dans ces caisses les corps que l'on veut soumettre à une température fixe, soit pour les dessécher, soit pour les purifier. Il y a deux sortes d'étuves. Les étuves à chauffer ont la forme d'une caisse, s'ouvrant sur le devant comme une armoire; aux parois intérieures de cette caisse sont adaptés des tasseaux sur lesquels on pose des planches criblées de trous. Ces étuves peuvent être chauffées avec du poussier de charbon ou avec des veillesuses. Les étuves à évaporer ou à dessécher ressemblent aux précédentes; mais elles doivent avoir en outre plusieurs ouvertures pour déterminer un courant qui entraîne l'air humide qu'elles contiennent, et favorise ainsi l'évaporation.

EUDIOMÈTRE. Instrument dont on se sert pour enflammer un mélange gazeux (d'hydrogène et d'air atmosphérique). Les eudiomètres sont variables sous le rapport de leur construction; mais, en général, ils se composent d'un tube de verre fort épais, dont une extrémité est ouverte et l'autre fermée. L'extrémité ouverte sert à l'introduction et à la sortie du gaz, et demeure constamment plongée soit dans l'eau, soit dans le mercure sur lequel on fait l'expérience; l'autre extrémité est traversée par deux tiges métalliques, laiton, acier, ou platine. Ces deux tiges communiquent au dehors, tandis que dans l'intérieur des tubes elles se trouvent à une certaine distance l'une de l'autre. Si l'on tient l'une de ces tiges avec les doigts, ou si l'on y attache une chaîne que l'on fait plonger dans le liquide, et que l'on approche de l'autre tige le plateau d'un électrophore (Voy. ce mot) chargé d'électricité, on voit aussitôt dans l'intérieur du tube une étincelle électrique qui brûle le mélange gazeux. Une échelle, divisée en centièmes et gravée sur la paroi du tube, indique la quantité de gaz restant après le passage de l'étincelle. Cet instrument a rendu des services dans l'analyse de l'air. Voyez AIR.

EUGÉNINE. Matière jaunâtre sous forme de paillettes naerées, trouvée par M. Bonastre dans l'eau distillée de girofle. M. Dumas la

considère comme isomérique avec l'acide engénique, et lui assigne la formule : $C^{20} H^{12} O$.

EUGÉNIQUE (Acide). Liqueur incolore, oléagineux, découvert par M. Bonastre en distillant les clous de girofle avec l'eau. Il a une odeur de fleur de girofle, une saveur âcre, aromatique, et une densité de 1,079. Il bout à 145, et forme avec la potasse et la baryte des sels cristallisables. Formule probable : $C^{24} H^{15} O^5$.

EUPATORINE. Matière amère, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther. Elle a été trouvée par Righini dans l'*Eupatorium cannabinum*. Composition inconnue.

EUPHORBE. Matière blanche, cassante, vitreuse, amère, découverte par MM. Buchner et Herberger, en précipitant par le sel de Saturne la solution alcoolique de la résine d'euphorbe. Elle se dissout dans l'alcool, elle est insoluble dans l'eau et dans l'éther. Composition inconnue.

EUPHONIE. (εὔ, bien, πῶς, gras). Matière découverte par M. Reichenbach dans les produits de la distillation sèche de quelques matières organiques. Elle se forme en même temps que la paraffine, dont on les sépare par des distillations ménagées. L'euphonie est un liquide incolore, sans saveur, et d'une odeur agréable. Sa densité est 0,710. Elle est inaltérable sous l'influence de la plupart des réactifs. M. Hess lui a donné pour formule : $C^5 H^6$.

ÉVAPORATION. Propriété qu'ont les liquides de former des vapeurs au-dessous de leur point d'ébullition. C'est ce qui distingue l'évaporation de la vaporisation, c'est-à-dire de la formation des vapeurs par l'ébullition. La diminution de volume est une conséquence nécessaire de l'évaporation. Tous les liquides s'évaporent même aux températures inférieures à leur point de congélation. L'eau à 0° et le mercure à 50° donnent des vapeurs, mais d'une tension sans doute très-faible. L'évaporation des eaux est favorisée par un air sec et agité par le vent. C'est une des principales sources de l'électricité atmosphérique.

EXCRÈMENTS. Synonymes : *Fèces; Matières fécales*. On n'a jusqu'ici guère examiné que les excréments de l'homme et de quelques ruminants. Ces excréments contiennent très-peu de matières solubles; celles-ci sont en grande partie absorbées par les vaisseaux chylifères. Traités par l'alcool, ils ne cèdent que quelques corps gras, résinoïdes, provenant soit de la bile, soit des aliments. Les proportions de sels insolubles varient suivant la nature des aliments. D'après une analyse de M. Berzelius, 1000 parties d'excréments d'homme ont donné 130 de cendres, composées de

phosphate de chaux	} 100
phosphate de magnésic	
sulfate de chaux (traces)	
sulfate de soude	} 8
sulfate de potasse	
phosphate de soude	
carbonate de soude	8

stlice	16
charbon et perte	18
	<hr/>
	150

EXTRACTIF. (*Matière extractive*). On donne ce nom à une matière organique amère, généralement colorée en brun, très-soluble, et d'une composition complexe et mal définie. Beaucoup de matières, appelées autrefois extractives, ont été reconnues pour des mélanges de plusieurs substances de propriétés et de compositions différentes.

EXTRAIT. L'eau, l'alcool, l'éther qu'on a

laissé plus ou moins longtemps en contact avec les tiges, les feuilles, les fleurs, les semences, les racines, etc., des végétaux, ou avec d'autres matières organiques, se chargent de certains principes plus ou moins actifs, naturellement contenus dans ces matières. Après l'évaporation du liquide employé, ces principes restent mélangés, et se présentent, au fond du vase, sous forme d'une masse résinoïde, brunâtre. C'est ce qu'on appelle *extrait*. L'extrait est appelé *aqueux*, *alcoolique*, *éthéré*, suivant qu'on a employé l'eau, l'alcool ou l'éther, pour extraire les principes actifs des plantes.

F

FALSIFICATION. (*Sophistication*). Mélange adultérin que la cupidité fait introduire dans une matière quelconque offerte au consommateur. Ainsi définie, la falsification est synonyme de sophistication. Le vin, le lait, le vinaigre, le pain, etc., peuvent être falsifiés. Le mélange d'eau enlève au vin sa valeur, qui s'estime par la quantité d'alcool qu'il renferme. Le vinaigre, à mesure qu'il est étendu d'eau, augmente de volume en raison inverse de sa force. Une émulsion d'amandes, de féculle de haricots, est, par la fraude, substituée à la caséine, à la matière butyreuse et au sucre du lait. La farine de froment, employée à la panification, est souvent mêlée de féculle de pommes de terre et d'autres matières amyloïdes, moins coûteuses pour le fabricant. Car l'intérêt est le mobile du falsificateur : vendre, pour s'enrichir, de mauvaises marchandises au même prix que les bonnes, c'est là son but. Tant que les matières employées à la fraude n'ont d'autre tort que d'être à vil prix, il n'y a qu'un demi-mal ; le préjudice n'atteint que la bourse du consommateur : mais lorsque ces matières sont en même temps nuisibles à la santé, la question est plus grave ; il est alors du devoir de tout gouvernement d'interposer son autorité. Ainsi, les vins fades, privés de bouquet et de la faculté d'enivrer, sont, par quelques falsificateurs, mis en digestion avec du bois gentil (*Daphne mezereum*), substance vénéneuse qui, à une odeur assez agréable, joint la propriété de provoquer l'ivresse. Les vins aigres sont rendus doux au moyen de l'oxyde de plomb, qui, en se combinant avec l'acide acétique, cause de l'aigreur du vin, produit du sucre de Saturene, très-vénéneux. Les vins ainsi empoisonnés sont en général colorés avec du bois de campêche, parce que l'oxyde de plomb enlève au vin, en même temps que l'acide acétique, une quantité notable de matière colorante. Pour désacidifier le vin, on emploie aussi, à la place de l'oxyde de plomb, la potasse, la chaux ou tout autre alcali ; pour le rendre doux, capiteux et même mousseux, on le mélange avec de la dextrine ou du sucre de raisin, qui, par suite de la fermentation, se

transforme en alcool et en acide carbonique. La dextrine est très-souvent employée pour donner à la bière les propriétés qui lui manquent. L'éther ananthique jouit de la propriété de communiquer l'odeur vineuse à une grande quantité de liquide. Cette propriété a été mise à profit par les falsificateurs pour fabriquer une espèce de *vin bleu* avec des proportions convenables d'eau, de bois de campêche, d'alcool, de crème de tartre et d'éther ananthique.

Le vinaigre est quelquefois frelaté avec des acides minéraux, tels que l'acide sulfurique, l'acide chlorhydrique, l'acide nitrique, dont l'action peut être également préjudiciable à la santé.

Le carbonate de magnésie est souvent employé par les boulangers pour livrer aux consommateurs un pain très-blanc et très-poreux. En effet, pendant la cuisson le carbonate de magnésie se décompose : le gaz acide carbonique, en se dégagant, soulève la pâte et la rend poreuse, tandis que la magnésie donne au pain une blancheur que la farine la plus fine ne pourrait lui communiquer. Ce pain a presque toujours un goût légèrement amer. Le sulfate de zinc et le sulfate de cuivre, deux sels vénéneux, ont été employés pour rendre à la farine avariée la propriété de donner un pain blanc et poreux. Enfin, on ne saurait s'imaginer tous les procédés coupables qui ont été mis en usage pour assouvir la soif de l'or, la plaie de tous les siècles.

FAMILLES NATURELLES. La classification des corps élémentaires de la chimie en familles naturelles est une question capitale, à laquelle se réduisent, au fond, tous les efforts de la science. L'utilité d'une classification des corps est réelle, et on peut l'envisager sous un quadruple rapport : cette classification aide puissamment la mémoire, et facilite, en conséquence, l'étude de la chimie. Ainsi, connaissant tel corps qui peut être considéré comme le type d'une famille, on connaît, en quelque sorte d'avance, les propriétés des autres corps de la même famille. La connaissance du soufre fait presque deviner les caractères essentiels du sélénium et du tellure,

comme, en botanique, la fleur de la giroflée rappelle celles du clou, du raifort, de la moutarde, enfin de toutes les plantes comprises dans la famille des Crucifères.

L'existence de tel corps peut faire conclure, avec beaucoup de probabilité, à l'existence des autres corps de la même famille, dans le même lieu; de même qu'en botanique la présence d'une Labiée peut faire soupçonner dans le voisinage la présence d'autres plantes de la même famille. Ceci est peut-être plus généralement vrai pour la chimie que pour la botanique. L'isomorphisme joue un immense rôle dans la nature. Des corps susceptibles de se substituer les uns aux autres, sans changer la forme ou le type du composé, devront désormais attirer toute notre attention. Là où se rencontrent des chlorures, on pourra facilement rencontrer des iodures et des bromures. Le soufre accompagne fréquemment le sélénium. Les corps d'une même famille jouissant ordinairement de propriétés analogues, on pourra substituer beaucoup de ces corps les uns aux autres dans leurs usages. C'est ainsi que les iodures et les bromures peuvent, dans beaucoup de cas, être employés dans les mêmes circonstances que les chlorures. Les composés de sélénium pourront remplacer les composés de soufre. C'est par une raison analogue que les familles les plus naturelles en botanique jouissent de propriétés médicinales semblables, et que la différence porte, non sur la qualité, mais sur la quantité d'action. C'est ainsi que les Malvacées sont mucilagineuses; les Crucifères, antiscorbutiques; et les Labiées, aromatiques et excitantes. Enfin, la classification des corps par familles naturelles fait comprendre, pour ainsi dire, d'un coup d'œil non-seulement ce qui a été fait, mais ce qui reste encore à faire et à découvrir. Elle encourage l'esprit à la recherche, pour combler les lacunes qui existent encore dans la science. *VOYEZ HOFFER, Éléments de chimie minérale, ouvrage dans lequel les corps sont classés par familles naturelles; page 44. (Vol. in-8°; Paris, 1811.)*

FARINE. Ce nom s'applique spécialement à la fécule des grains de céréales. Cette fécule, essentiellement destinée à la nourriture de l'homme, se distingue des autres fécules (de pommes de terre, d'arrow-root, de tapioka, d'orchis, etc.) par la substance azotée (*gluten*) dont elle est toujours accompagnée. La farine de froment de bonne qualité présente à peu près la composition suivante :

Eau, 12 à 15 1/2 pour 100, qui s'évapore par la dessiccation;

Fécule, 75 pour 100;

Matière gommeuse et sucrée, soluble dans l'eau et dans l'alcool, 7 à 8 pour 100.

Gluten, 4 à 6 pour 100.

C'est d'après la quantité de gluten que doit s'évaluer la bonne quantité des farines. Suivant l'humidité ou la sécheresse des étés, la farine

contient des quantités de gluten qui peuvent varier dans les limites de 5 à 40 pour 100.

La farine du commerce est souvent mélangée de fécule de pommes de terre. Comment reconnaître la fraude? La fécule de pommes de terre, traitée par une solution de potasse très-étendue, donne un liquide visqueux non mobile, et la partie filtrée est colorée par l'iode. La farine pure, traitée de la même manière, donne un liquide très-mobile, et la partie filtrée est à peine colorée par l'iode. L'acide chlorhydrique produit avec la fécule un liquide clair et incolore, tandis qu'il produit avec la farine un liquide violet. Examinés au microscope, les grains de la fécule de pommes de terre sont plus gros que ceux de la farine. Un boulanger n'a jamais intérêt à introduire dans la farine plus de 10 pour 100 de fécule de pommes de terre; car à 20, à 50 pour 100, la farine ainsi mélangée ne serait plus bonne pour la cuisson du pain. La fraude est donc jusqu'à un certain point limitée. Pour découvrir la fraude faite avec la farine de légumineuses (pois, lentilles, etc.), on traite la farine par 1 partie d'acide sulfurique et 4 p. d'eau; si la farine se délaye sans former d'écume à la surface, elle est sensiblement pure. La fraude la plus dangereuse consiste à mélanger la farine avariée avec du sulfate de zinc ou du sulfate de cuivre, qui rend à la farine avariée la propriété de donner un pain blanc, poreux. La dose d'un vingt millième suffit pour cela. Le pain fait avec une pareille farine a une légère teinte verdâtre, et produit des taches rosées ou pourprées, par l'addition du prussiate de potasse. Le meilleur moyen de constater la fraude consiste à brûler le pain, à traiter les cendres par l'acide nitrique, à filtrer, et à verser dans la liqueur filtrée de l'ammoniaque, qui produit une coloration bleue.

FÉCULE. *VOYEZ AMIDON.*

FELLAIQUE (Acide). Produit blanc, obtenu en traitant par l'acide chlorhydrique une solution ammoniacale de bile putride. Non analysé.

FER. Le fer est le plus précieux de tous les métaux. C'est, sans contredit, le plus puissant auxiliaire de la civilisation industrielle des peuples. Le fer présente différents degrés de pureté, circonstance qui fait varier les propriétés du métal. On distingue particulièrement trois de ces degrés: 1° le fer pur; 2° le fer à l'état d'acier (*VOYEZ ACIER*); 3° le fer à l'état de fonte (*VOYEZ FONTE*).

Le fer pur est d'un gris bleuâtre; et lorsqu'il a été poli, il a l'éclat de l'argent. Il est flexible, et privé de toute élasticité. On peut, comme le plomb, le rayer avec l'ongle. Ce fer ne se rencontre jamais dans le commerce; il n'y a pas longtemps qu'on est parvenu à le préparer en chauffant, au feu le plus fort, un mélange de linaille de fer avec un quart de son poids d'oxyde de fer, dans un creuset de Hesse, fermé par un couvercle de verre exempt d'oxydes métalliques. Sa cassure est écailleuse,

et il a une saveur et une odeur faibles, mais bien appréciables.

Le fer le plus pur du commerce contient au moins de 1 à 4 millièmes de carbone; et ce carbone, loin d'être nuisible aux qualités qu'on recherche dans le fer, est, au contraire, fort utile, pourvu toutefois qu'il ne dépasse pas certaines proportions. Le maximum de la densité du fer est 7,788. Sa texture varie suivant les circonstances. Lorsque le fer n'a pas été forgé, sa texture est *grenue*; mais il prend, sous le marteau, une texture *fibreuse* et *crochue*. C'est le fer à texture fibreuse qu'on recherche le plus, à cause de ses nombreux usages. Ce même fer, exposé à de forts courants d'air, ou à l'action de vibrations prolongées et souvent répétées, reprend la structure *grenue* et redevient cassant. C'est pourquoi les bandes des roues de voitures, et surtout des voitures d'artillerie, se cassent facilement, bien qu'elles aient été faites avec du fer de bonne qualité. Ce changement s'opère, du reste, plus ou moins rapidement; la température rouge sombre produit le même effet que l'action des vibrations prolongées, et on peut ainsi rendre cassant le fer le plus malléable, comme le prouvent les expériences de M. Gay-Lussac. Cependant ce même fer grenu et cassant redevient, sous le marteau, fibreuse et malléable.

Le fer a une dureté supérieure à celle des autres métaux. Son élasticité est extrême. C'est le métal le plus tenace: un fil de 2 millimètres de diamètre exige un poids de 250 kilogrammes pour se rompre. Une faible solution de continuité, ou une substance étrangère dans l'intérieur de la masse, suffit pour en déterminer la cassure. C'est d'après le degré de ténacité qu'on évalue la bonté du fer. Le fer est, en outre, extrêmement ductile; on peut le réduire en fils aussi fins que des cheveux (perluques de fils de fer). Il se laisse également réduire, au laminoir, en feuilles assez minces. Ainsi donc, le fer réunit et possède à un haut degré toutes les qualités qu'on recherche dans un métal: la dureté, l'élasticité, la ténacité, la ductilité et la malléabilité. Le fer est un des métaux les plus difficiles à fondre. Il n'est fusible que dans des fours très-profonds (hauts fourneaux alimentés par de forts soufflets). Cependant il se ramollit à une forte chaleur rouge, et se laisse alors pétrir sous le marteau et se souder sur lui-même. Le fer est tout à fait fixe. Il se dilate un peu moins que les autres métaux: de 0 à 100°, sa dilatation linéaire est $\frac{1}{81}$.

Le fer jouit, au plus haut degré, de la propriété d'être attiré par l'aimant, et il peut lui-même l'acquiescer. Il perd cette propriété à la chaleur blanche (Barlow). Woehler est parvenu à faire cristalliser le fer en cubes ou en octaèdres, en le maintenant plusieurs jours à une chaleur élevée.

Le fer ne s'altère pas sensiblement, dans l'air sec, à la température ordinaire. Il est complètement inoxydable dans l'air privé d'a-

cide carbonique; peu importe que cet air soit sec ou humide. En élevant un peu la température, le fer se recouvre, au contact de l'air, d'une mince pellicule d'oxyde qui présente des couleurs variées, selon la température. A la chaleur rouge, il se recouvre d'écaillés d'oxyde noir, désigné sous le nom d'*oxyde des battitures*. Ces battitures se convertissent en peroxyde par l'action de la chaleur. Le fer obtenu à l'état pulvérulent en réduisant un oxyde, entre 500 à 400°, au moyen d'un courant d'hydrogène, est *pyrophorique*: il s'enflamme spontanément quand on le répand dans l'air. Si la température à laquelle on réduit l'oxyde de fer par l'hydrogène est trop élevée, le fer qu'on obtient n'est plus pyrophorique (Magnus). Un fil de fer, présentant un point en ignition, brûle dans l'oxygène en lançant des étincelles du plus vif éclat; les petits globules qui tombent au fond du vase, et qui pénètrent, à cause de la grande élévation de température, jusque dans la substance même du verre, sont composés d'un oxyde semblable à l'oxyde magnétique. Le fer pur ne s'altère pas dans l'eau distillée. Le fer du commerce s'oxyde lentement dans l'eau ordinaire, et surtout dans l'eau privée d'acide carbonique. L'oxydation s'accélère à mesure que la température s'élève: il y a dégagement d'hydrogène et formation d'oxyde noir (*oxyde magnétique*). On peut préserver les chaudières de fer de l'action oxydante de l'eau, en y plongeant des morceaux de zinc; c'est alors le zinc qui décompose l'eau.

L'acide sulfurique concentré n'agit point à froid sur le fer; à chaud, il l'attaque avec dégagement d'acide sulfureux. L'acide sulfurique étendu dissout le fer à froid; il y a dégagement d'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau, et formation de sulfate de protoxyde de fer. L'acide azotique exempt de gaz nitreux n'attaque point le fer; du reste, il se comporte de la même manière avec beaucoup d'autres métaux. Si l'acide est étendu d'eau, l'action est très-vive, et le résultat en est assez compliqué. En effet, non-seulement l'eau, mais encore l'acide, se décompose: il y a dégagement de protoxyde d'azote, d'azote et de vapeurs nitreuses; il se produit du peroxyde de fer mêlé d'azotate de protoxyde de fer, et une certaine quantité d'azotate d'ammoniaque. Les acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique dissolvent rapidement le fer, et le changent, avec dégagement d'hydrogène, en protochlorure, protobromure et protiodure.

L'acier, la fonte, et en général toutes les combinaisons de fer et de carbone, sont moins facilement attaqués par les acides que le fer pur, surtout lorsque ces combinaisons ont été trempées. L'acide azotique les attaque en donnant naissance à un azotate, et à une poudre rougeâtre qui paraît être identique avec l'*azulmine* ou l'*acide azulmique*. Cette poudre est formée en partie aux dépens du carbone de l'acier ou de la fonte; elle contient une certaine

quantité d'azote. Traités par les acides sulfurique et chlorhydrique, les carbures de fer donnent naissance à de l'hydrogène mêlé d'un carbure d'hydrogène odorant, et presque toujours arsénifère. Le brome et l'iode aqueux dissolvent l'acier sans dégagement de gaz, et l'on obtient pour résidu du carbone pur. L'eau régale dissout facilement le fer, et le transforme en perchlorure, avec dégagement de vapeurs nitreuses. Le carbone se combine en proportions indéfinies avec le fer, comme, en général, avec les métaux de la famille à laquelle j'ai donné le nom de *Ferracés*. L'azote ne se combine avec aucun métal; cependant, lorsqu'on fait passer un courant de gaz ammoniac sur du fer chauffé au rouge, celui-ci décompose l'ammoniaque, et retient une certaine quantité d'azote. Lorsqu'on fait passer, pendant longtemps, un courant d'ammoniaque sur des fils de clavier, le fer devient gris; 100 p. de fer absorbe jusqu'à 11 p. d'azote. Ce même fer, traité par l'acide sulfurique, laisse dégager l'azote avec formation de sulfate de fer et d'un peu de sulfate d'ammoniaque (Despretz). Le soufre se combine directement avec le fer, à chaud; le sulfure, et particulièrement le protosulfure, sont très-stables; aussi peut-on employer le fer pour désulfurer les métaux, de même qu'on l'emploie pour les désoxyder. Le chlore dissout le fer sans aucun dégagement de gaz. Le phosphate et l'arsenic le rendent cassant. Il en est de même du bore, du silicium et de l'aluminium, substances qui, ainsi que le phosphore, se rencontrent quelquefois dans la fonte.

Le fer s'allie avec presque tous les métaux. Ceux avec lesquels il ne s'allie pas en proportions considérables sont l'argent, le plomb, le cuivre, le mercure.

Le fer se rencontre à l'état natif, mais plus souvent à l'état minéralisé. C'est, de tous les métaux, le plus universellement répandu dans la nature. Il existe dans les trois règnes. Tous les animaux à sang rouge contiennent du fer; le fer existe dans le caillot du sang: on ignore dans quel état. La masse totale du sang d'un homme adulte, de taille ordinaire, peut contenir environ 2 grammes de fer métallique. Les cendres de presque tous les végétaux contiennent du fer. La quantité de ce métal varie suivant la nature du terrain où croissent les végétaux. Mais c'est surtout dans le règne minéral que le fer est, pour ainsi dire, répandu avec profusion. C'est de ce règne que le fer passe successivement dans le règne végétal, et de là dans le règne animal, par suite des fonctions vitales de l'absorption et de la nutrition. Le fer ne se rencontre à l'état natif qu'accidentellement et dans des masses isolées, qui sont, en quelque sorte, étrangères au sol où ces masses existent. Voyez AÉROLITHES.

La terre des champs, la terre végétale, doit sa couleur jaune d'ocre à la présence d'une quantité notable de peroxyde de fer hydraté. Les substances qui peuvent être mêlées avec

les minerais de peroxyde de fer hydraté sont le carbonate de fer, le phosphate et l'arséniate de fer, les aluminosilicates de fer magnétique, les oxydes de manganèse, le fer titané, le carbonate et silicate de zinc, l'oxyde de chrome, le sulfate de baryte, le phosphate et le carbonate de chaux, le carbonate de magnésie, l'hydrate d'alumine, l'argile pure ou bitumineuse, et le quartz.

Il serait trop long d'entrer dans les détails minutieux de l'extraction du fer. Nous nous bornerons à en signaler les principes généraux. Si le fer était fusible à une température peu élevée, et que le minerai ne se composât que d'oxyde ou de carbonate de fer mêlé à des traces de substances étrangères, on aurait facilement ce métal, en traitant le minerai par le charbon au moyen des procédés ordinaires.

L'extraction du fer présente surtout trois difficultés que les anciens n'étaient pas entièrement parvenus à résoudre. La première de ces difficultés consiste à *faire fondre le fer*; la seconde, à *s'opposer à la perte du métal* dans le traitement du minerai; et la troisième, à *priver le fer de certaines proportions de carbone*, et d'autres substances nuisibles aux qualités qu'on recherche. Le fer est un des métaux les plus réfractaires; et comme il ne peut être fondu à la température des fours ordinaires, il faut donner à ces fours une forme et une disposition propres à concentrer la chaleur, et à l'augmenter autant que possible.

Les fours dans lesquels on fait fondre le fer s'élèvent verticalement à une hauteur considérable; ils vont en se rétrécissant de la base au sommet. On leur a donné le nom de *hauts fourneaux*. C'est au moyen de ces fourneaux, remplis de charbon ou de coke, et alimentés par de très-forts soufflets, qu'on peut produire une température de 150 à 140° pyr. Wedg. (environ 10,000 à 12,000 degrés du therm. centig.), c'est-à-dire, la température nécessaire pour faire fondre le fer.

Pour s'opposer à la perte du métal dans le traitement des minerais, il faut faire fondre les matières étrangères, ordinairement plus légères que le fer, et les enlever ensuite par une sorte de décantation. Ces matières étrangères sont ordinairement la chaux, la magnésie, l'alumine (argile), la silice, l'oxyde de manganèse et le soufre. Or, l'oxyde de fer, qui existe constamment dans le minerai qu'on exploite, augmente la fusibilité de ces matières; et si l'on ne possédait pas le moyen de faire fondre ces matières facilement, on perdrait une quantité considérable de fer, qui serait entraîné par toutes les matières dont la fusion est facilitée par l'oxyde de fer. Or, le meilleur moyen de s'opposer à cette perte consiste à ajouter au charbon un *fondant*. Ce fondant est de la chaux (*castine*), si la mine est trop argileuse, et de l'argile (*erbue*), si la mine est trop calcaire.

Lorsque le minerai a été suffisamment chauffé avec le charbon mêlé au fondant qu'on

y a ajouté, on pratique, à la partie inférieure et la plus décline du haut fourneau, une ouverture (*percée*) par laquelle le métal s'écoule pour venir se figer dans un sillon sablonneux. Cette masse métallique, ainsi refroidie, porte le nom de *fonte* (*Foy.* FONTE). On appelle *laitier* la masse vitreuse qui recouvre la fonte liquide, et qui contient le fondant, les matières étrangères du minerai, et une certaine quantité d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse. La composition du laitier varie beaucoup, suivant les espèces de minerais et les procédés d'extraction qu'on emploie. Moins le laitier est riche en oxyde de fer, plus le procédé d'opération est parfait.

Pour donner au fer les qualités qu'on recherche, il faut séparer de la *fonte* certaines substances étrangères qui la rendent cassante. Cette séparation s'opère en chauffant la fonte, entourée d'une brasque de charbon, dans un fourneau (*renardière*) vers lequel on dirige de forts courants d'air. Les substances étrangères sont éliminées suivant leur ordre d'oxydabilité : la plus oxydable s'en va la première, et la moins oxydable la dernière. Le silicium s'élimine ainsi le premier, mais à la condition d'entraîner une certaine quantité de fer à l'état de silicate. Le carbone s'élimine le dernier ; et, comme le silicium, il ne se sépare qu'à la condition de brûler et d'entraîner une certaine quantité de fer (environ 4 de fer pour 100 de carbone). La masse métallique s'épure ainsi, elle se ramollit, et, après avoir été forgée sous de grands marteaux, elle est livrée au commerce sous forme de barres, pour être employée à divers usages.

Le fer ainsi préparé est loin d'être du fer chimiquement pur. Si l'on cherchait, en opérant de cette manière, à obtenir du fer pur, toute la masse finirait par se consumer, et l'on n'aurait jamais du fer chimiquement pur, c'est-à-dire exempt de toute trace de carbone. Le fer le plus pur du commerce contient toujours au moins $\frac{2}{1000}$ de carbone : c'est pourquoi l'on obtient constamment, en traitant un fil de fer par l'acide sulfurique, un dépôt d'une certaine quantité de carbone. Heureusement que le carbone, pourvu que sa quantité ne dépasse pas certaines limites, n'est pas nuisible aux propriétés du fer, et que sa combinaison rend, au contraire, le fer utile et précieux dans une foule d'usages ; car le fer combiné avec une certaine proportion de carbone constitue l'*acier*. (*Foyez* ACIER.) Formule du fer : Fe = 550 327

Composés oxygénés. Le fer a une très-grande affinité pour l'oxygène. A la température blanche, son affinité pour l'oxygène est plus forte que celle du potassium pour ce même corps, puisque, à cette température, le fer décompose la potasse en lui enlevant en partie son oxygène.

Le fer, comme le manganèse, forme des oxydes intermédiaires, dont le principal est l'*oxyde magnétique*, qui constitue l'aimant naturel.

On connaît deux oxydes de fer bien déterminés.

1^o *Protoxyde* (oxydure). Cet oxyde ne pouvant être isolé à l'état de pureté, il est impossible d'en étudier les propriétés physiques. Lorsqu'on dissout le fer dans l'acide sulfurique, et que l'on verse dans la dissolution (de sulfate de fer) un alcali, on obtient l'*hydrate de protoxyde* à l'état de précipité blanc qui se salit promptement, et passe successivement au vert, au jaune clair et au jaune d'ocre, en se suroxydant au contact de l'air. Quand on fait bouillir ce précipité dans l'eau, à l'abri du contact de l'air, il se change en une poudre noire, qu'on regarde comme le protoxyde anhydre. Le chlore, l'acide azotique, l'eau régale, le convertissent rapidement en peroxyde d'un jaune d'ocre. L'ammoniaque dissout sensiblement le protoxyde de fer ; la potasse et la soude en dissolvent également une petite quantité. Le protoxyde de fer est une base puissante et isomorphe avec le protoxyde de manganèse, avec l'oxyde de cuivre, avec l'oxyde de zinc, avec la magnésie, etc.

Formule : Fe O = $\frac{559,203}{100}$

$\frac{459,203}{100} = \text{Fe O} = 1 \text{ éq. de protoxyde de fer.}$

Pour évaluer l'équivalent du fer d'une manière facile et ingénieuse tout à la fois, on traite une quantité déterminée de *fer pur* (1 gramme) par l'acide sulfurique étendu d'eau, et on recueille le gaz (hydrogène) qui se dégage. Or, sachant que l'hydrogène recueilli exige la moitié de son volume (ou que 12,48 d'hyd. en poids exigent 100 d'oxyg.) pour former de l'eau, il est facile de déterminer la quantité de fer qui se combine avec une quantité d'oxygène exprimée par 100 ou par 1.

2^o *Sesqui-oxyde* (peroxyde, oxyde). Il est pulvérulent, et sa couleur présente les différentes nuances du rouge et du jaune. A l'état d'hydrate, il est tantôt d'un jaune d'ocre, tantôt d'un jaune brun. Une chaleur modérée suffit pour en séparer l'eau. L'hydrate qui se trouve dans la nature, et qui constitue une des mines de fer le plus souvent exploitées, se compose de 2 équiv. de peroxyde de fer et de 3 équiv. d'eau (2 Fe 2O³ + 3 HO). Celui qu'on obtient artificiellement, par voie de précipitation, se compose de 1 équiv. de peroxyde et de 3 équiv. d'eau (Fe 2 O³ + 3 HO). Ce dernier se dissout facilement dans presque tous les acides, tandis que le premier ne se dissout bien que dans l'acide chlorhydrique, et dans l'acide sulfurique concentré bouillant. Le peroxyde anhydre est d'un rouge violet assez intense. Celui qu'on rencontre dans la nature a l'aspect métallique et cristallin (rhomboïde). Réduit en poudre fine, il est d'un rouge vif, et connu sous le nom de *colcothar*. Lorsqu'on calcine le colcothar à une température élevée, il se prend de nouveau en masse d'un rouge violet. Pourtant sa composition est identique dans l'un comme

dans l'autre cas; son poids n'a ni augmenté, ni diminué. Il conserve même ces différentes colorations avec les fondants, ce qui le rend très-précieux dans les arts.

Le peroxyde de fer est infusible et éminemment stable; cependant, à une chaleur excessive, il perd une partie de son oxygène, et se transforme partiellement en oxyde intermédiaire. Le peroxyde est une base faible; il est facilement réduit par l'hydrogène à la température rouge. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que le fer, à cette même température, décompose l'eau, en absorbe l'oxygène, et laisse dégager l'hydrogène. Les proportions du corps réductif et du corps oxydant ont une grande influence sur la production de ces phénomènes, en apparence contradictoires.

Le fer provenant de la réduction de l'oxyde de fer par l'hydrogène est en poudre impalpable, et s'enflamme spontanément quand on le projette dans l'air. L'oxyde de fer est également réduit par le charbon; mais une portion de celui-ci se combine avec le fer pour former un carbure, ou, comme le charbon contient en même temps des grains de silice, un *silicio-carbure* de fer.

Il est impossible de combiner le silicium directement avec le fer sans le carbone, tandis qu'on peut très-bien combiner le carbone avec le fer, sans la présence du silicium.

Le peroxyde de fer, employé en petite quantité, communique aux fondants une couleur jaunâtre; s'il est employé en plus grande quantité, la couleur est rouge. Le protoxyde colore les verres en brun ou en vert. La *rouille* de fer est du peroxyde combiné avec une certaine quantité d'acide carbonique et d'eau; elle contient souvent des traces de carbonate d'ammoniaque. Le peroxyde de fer calciné avec les carbonates de potasse et de soude donne des *ferrates* blancs, déliquescents, dont la composition est : Fe^2O^3 , KO et Fe^2O^3 , Na O (Schaffgotsch.) Formule de peroxyde: Fe^2O^3 .

Voici comment on peut tout à la fois préparer et analyser le peroxyde de fer :

On traite par l'acide azotique un gramme de fer pur, dans un petit matras pesé d'avance : le métal passe au maximum d'oxydation. On chauffe, pour chasser l'excès d'acide azotique; et l'on a pour résidu le peroxyde de fer pur. On pèse de nouveau le matras, ainsi que le fer qui s'y trouve : l'excédant du poids indique la quantité d'oxygène absorbée par un gramme de fer; et, en comparant cette quantité d'oxygène à celle qu'absorbe un gramme de fer traité par l'acide sulfurique, on est autorisé à conclure que le peroxyde contient une fois et demie autant d'oxygène que le protoxyde.

Oxyde intermédiaire (oxyde magnétique). Il est d'un gris noir, et jouit, à un haut degré, de la propriété magnétique; il fait dévier fortement l'aiguille aimantée. On le rencontre dans la nature en masses considérables d'un état métallique, et sous forme de petits cristaux octaédriques très-beaux (*pierres d'ai-*

mant naturelles). Il existe dans les terrains primitifs, et constitue des mines très-riches, exploitées en Suède et dans certaines contrées de l'Allemagne. La quantité d'oxygène de l'oxyde magnétique est $1\frac{1}{2}$, de sorte que sa formule est : $\text{Fe O}\frac{1}{2}$ ou Fe^3O^4 . Au lieu de le regarder comme un oxyde particulier, on peut le représenter comme une combinaison de 1 équivalent de protoxyde avec un équivalent de peroxyde de fer : $\text{Fe O} + \text{Fe}^2\text{O}^3$. Ce qui prouve que l'oxyde magnétique n'est point un degré d'oxydation particulier, c'est que, dans les cristaux de l'aimant naturel, une partie du protoxyde de fer se trouve fréquemment remplacée par une partie équivalente de protoxyde de manganèse et d'oxyde de zinc, deux oxydes isomorphes avec le protoxyde de fer. — Traité par l'acide chlorhydrique, l'oxyde magnétique donne un protochlorure soluble, et laisse le peroxyde de fer insoluble.

L'oxyde magnétique se produit dans un grand nombre de circonstances. Lorsqu'on fait passer des vapeurs d'eau sur du fer chauffé au rouge, on obtient un oxyde noir, différent de celui qu'on obtient lorsqu'on traite le fer par un acide fort. Cet oxyde, c'est de l'oxyde magnétique. Il se produit également pendant la cémentation d'une certaine quantité de peroxyde de fer au moyen du charbon.

L'*athlops martial* des officines, prépare en exposant au contact de l'air de la limaille de fer humectée d'eau, est un oxyde magnétique. Le précipité de protoxyde de fer, exposé au contact de l'air, devient magnétique en se suroxydant, et ne perd sa propriété d'aimant que lorsqu'il est entièrement transformé en peroxyde.

Procédé d'analyse. Un excellent moyen de séparer le protoxyde du peroxyde, et d'analyser l'oxyde magnétique, consiste à traiter d'abord celui-ci par l'acide sulfurique. On obtient ainsi un mélange de sulfate de protoxyde et de sulfate de peroxyde. On traite ensuite ce mélange par l'alcool, qui ne dissout pas le sulfate de protoxyde, tandis qu'il dissout très-bien le sulfate de peroxyde.

Les *battitures* qui se forment lorsqu'on forge le fer à une certaine température, consistent également un oxyde intermédiaire. Les couches les plus extérieures de ces battitures sont plus riches en peroxyde, tandis que les couches intérieures, les plus rapprochées de la barre de fer, sont plus riches en protoxyde. L'oxyde des battitures est très-magnétique. Il est fusible à une température élevée, et se prend en masse lamellaire par le refroidissement.

Formule des battitures qui adhèrent au fer métallique : Fe^8O^9 , ou $6\text{Fe O} + \text{Fe}^2\text{O}^3$. (Mosander).

Il est à remarquer que presque tous les aimants sont des oxydes ou des sulfures intermédiaires.

Composés sulfurés. Le soufre, comme l'oxygène, a une grande tendance à se combiner

avec le fer, à une température élevée. Ces combinaisons peuvent se faire par voie directe.

1° Proto-sulfure. Il est d'un jaune de bronze foncé quand il est anhydre. Il est fusible et inaltérable par la chaleur ; il s'effleurit à l'air humide, en se sulfatant. Par le grillage, il se transforme d'abord en sous-sulfate de peroxyde, et en peroxyde si l'on chauffe trop fortement. Il est stable. L'hydrogène ne le réduit pas. Le proto-sulfure est magnétique lorsqu'il contient (ce qui arrive souvent) une certaine quantité de persulfure.

Formule : Fe S , correspondant au protoxyde (Fe O).

Le protosulfure se rencontre dans la nature, le plus souvent combiné avec d'autres sulfures métalliques, et notamment avec le sulfure de cuivre (*sulfosels*).

On prépare le protosulfure en chauffant du fer jusqu'au rouge dans un creuset, et en y projetant du soufre pulvérisé. La combinaison a lieu avec flamme : l'excès de soufre se dégage à l'état de vapeur. On peut percer, en un instant, une barre de fer d'un trou cylindrique, en la faisant rougir et en y appliquant un canon de soufre.

On obtient le proto-sulfure par la voie humide, en précipitant un *protosel* par un *monosulfure alcalin*. Le précipité est noir (protosulfure de fer hydraté). Dans cet état, il est facilement attaqué et dissous par les acides, avec dégagement d'acide sulfurique, sans dépôt de soufre.

2° Persulfure (bisulfure). Ce sulfure est remarquable en ce qu'il ne correspond à aucun oxyde de fer ; car il se compose (à moins de supposer une erreur d'analyse) de 2 équiv. de soufre et de 1 équiv. de fer. Il est communément répandu dans la nature, et connu sous le nom de *pyrite martiale*. Dans cet état, il est d'un jaune de laiton éclatant, fragile, et d'une cassure lamelleuse. Brûlé au contact de l'air, il dégage de l'acide sulfureux et des vapeurs de soufre. Il est fusible, et, en se fondant, il dégage une certaine quantité de soufre et acquiert la propriété magnétique (*pyrite magnétique*). Chauffé avec du charbon, il se transforme en protosulfure. Les acides sulfurique et chlorhydrique ne l'attaquent point. Formule : Fe S_2 .

On l'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré sur du peroxyde de fer hydraté, chauffé un peu au delà de 100° . On l'obtient encore en calcinant, un peu au-dessous de la chaleur rouge, du protosulfure avec un excès de soufre.

3° Sesquisulfure. Il est noir. Chauffé en vase clos, il se convertit en protosulfure avec dégagement de soufre. Il se dissout, dans les acides, avec *dépôt de soufre*. Formule : $\text{Fe}^2 \text{S}_3$, correspondant au peroxyde. On l'obtient en versant goutte à goutte un sel de peroxyde de fer dans une dissolution de monosulfure alcalin.

Sulfure intermédiaire. Ce sulfure est *magnétique* comme l'oxyde intermédiaire. On l'obtient lorsqu'on chauffe, à la chaleur blanche, de la limaille de fer avec du soufre en excès. Il se compose d'un équiv. de protosulfure et de 6 éq. de persulfure ($\text{Fe S} + 6 \text{Fe S}_2$). On le rencontre dans la nature. Traité par les acides, il donne naissance à un dégagement d'acide sulfhydrique avec dépôt de soufre.

Le fer est susceptible de former avec le soufre un grand nombre de composés. Dans ces composés, les proportions du soufre sont entre elles comme les nombres 4, 8, 12 et 16.

Composés chlorés. On connaît deux chlorures de fer, dont l'un correspond au protoxyde et l'autre au peroxyde.

1° Protochlorure. Le protochlorure de fer anhydre se présente sous forme de petites paillettes incolores. Il est très-fusible et volatil à la chaleur rouge. Mis dans l'eau bouillante, il se décompose en oxyde magnétique, en acide chlorhydrique, et en une certaine quantité de perchlore. Le perchlore est déliquescents et très-soluble dans l'eau. Il se dépose, par refroidissement, sous forme de cristaux polyédriques, hydratés d'un vert pâle. Le chlorure d'or le change en perchlore ; de l'or se précipite. Formule : Fe Cl , correspondant au protoxyde (Fe O).

On l'obtient *anhydre* en faisant arriver un courant de chlorure sec sur de la limaille de fer chauffée dans un tube de porcelaine. Il faut que le fer soit en excès, pour avoir le chlorure au premier degré. On l'obtient à l'état *hydraté*, en traitant directement le fer par l'acide chlorhydrique ; il y a dégagement d'hydrogène.

2° Perchlorure (Sesquichlorure). À l'état anhydre, il est sous forme de petites paillettes d'un jaune d'or. Il est très-volatil, et plus volatil que le protochlorure. Il est extrêmement déliquescents et soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther, qu'il colore en rouge brun. Il cristallise difficilement. Formule : $\text{Fe}^2 \text{Cl}^3$ correspondant au peroxyde ($\text{Fe}^2 \text{O}^3$).

On l'obtient facilement en traitant le métal par l'eau régale, et en évaporant la liqueur.

Les chlorures de fer (protochlorure et perchlorure) peuvent être grillés, comme tous les chlorures dont le métal a beaucoup d'affinité pour l'oxygène ; il y a formation d'oxyde et dégagement de chlorure. Quand on fait arriver sur ces mêmes chlorures de la vapeur d'eau, le métal s'oxyde, et le chlorure se dégage à l'état d'acide chlorhydrique. Ce fait est susceptible d'application dans les arts. On rencontre les chlorures de fer, et particulièrement le perchlore, dans les laves de l'Auvergne, aux environs du Vésuve, etc. Comme il est très-volatil, le chlorure de fer se dépose sur les parois du cratère du volcan, sous forme de petites paillettes micacées qui, étant soumises à l'action de forts courants d'air, se décomposent en grande partie, et laissent pour résidu du peroxyde de fer non volatil. C'est

ainsi qu'il faut comprendre la formation du fer spéculaire, dont on trouve des galeries entières dans presque tous les volcans. Ce fait est d'un grand intérêt en géologie. Ne serait-il pas possible d'expliquer la formation des aérolithes, en admettant que le fer a d'abord été sublimé à l'état de chlorure, et qu'il s'est ensuite réduit à l'état d'oxyde fixe par l'action des courants de l'atmosphère ?

Bromures. Il existe deux bromures de fer comme il existe deux chlorures. Le *protobromure* est volatil, et sous forme de petites paillettes jaunes. — Formule : Fe Br Il est complètement analogue au protochlorure. Le *perbromure* est d'un jaune orangé, et en tout semblable au perchlorure.

Iodures. Le *protoiodure* est brun, fusible et volatil. Il est analogue au protochlorure. Le *proiodure* est liquide, d'un rouge jaunâtre.

Fluorures. Le *protofluorure* est beaucoup moins soluble dans l'eau que le protochlorure. Il est très-soluble dans l'acide fluorhydrique, et cristallise en tables carrées, incolores.

Le *phosphore* rend le fer très-cassant et plus fusible. Le *phosphore* qu'on obtient en calcinant le phosphate de fer avec du charbon est d'un gris blanc, éclatant, à grains cristallisés, et beaucoup plus fusible que le fer. Il se compose de 1 équiv. de fer et de 1,2 équiv. de phosphore ($\text{Fe}^2 \text{ Ph}$).

L'arsenic est dans le même cas que le phosphore. L'*arséniure* est d'un gris de fer fragile, d'une cassure lamelleuse. Il est plus fusible que le fer; on l'obtient en calcinant l'arséniure de fer avec du carbone. Sa formule est : $\text{Fe}^3 \text{ As}$, analogue au phosphore.

Le phosphore et l'arsenic, à la température rouge, ne donnent presque jamais de combinaisons neutres. La base est toujours en excès; les composés ainsi formés sont des *sous-phosphures* ou *sous-arséniures*, analogues aux sous-phosphates ou aux sous-arséniates.

On obtient le *borure de fer* d'un gris de fer fragile, en traitant le borate de fer par l'hydrogène.

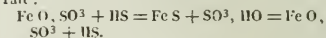
La *plombagine* (mine de crayon), qui était autrefois considérée comme un carbure de fer, n'est que du carbone pur, contenant quelques grains de fer et d'argile accidentellement et mécaniquement interposés. Suivant Théod. de Saussure, 100 parties de plombagine contiennent 96 parties de carbone pur.

Sels de protoxyde de fer. Ils ont une couleur verte lorsqu'ils contiennent de l'eau; ils sont blancs lorsqu'on en a chassé l'eau par la calcination. Leur saveur rappelle celle de l'encre. Ils s'altèrent au contact de l'air; car le protoxyde tend à se suroxyder. Tous ces sels ont une faible réaction acide. Caractères :

1° Les alcalis les précipitent en blanc. Le précipité change subitement de couleur; il verdit, puis jaunit, et se transforme enfin en jaune d'ocre (peroxyde). L'addition du chlore opère ce changement d'une manière très-rapide, par la décomposition de l'eau. L'ammonia-

que ne donne que la moitié du précipité; l'autre moitié reste en dissolution à la faveur de cet alcali. Si l'on ajoute préalablement au sel de fer une certaine quantité de chlorhydrate d'ammoniaque, l'ammoniaque n'y produira aucun précipité; car il se forme un sel double soluble. Le protoxyde de manganèse et la magnésie, isomorphes avec le protoxyde de fer, présentent la même particularité.

2° L'acide sulfhydrique n'y produit point de précipité. Cependant l'acétate de fer, et en général les sels de fer dont l'acide est tiré du règne végétal, sont précipités en noir par l'acide sulfhydrique. Les acides minéraux sont trop puissants pour être déplacés par l'acide sulfhydrique; car, supposé qu'il y eût un précipité de sulfure, la présence de l'acide minéral suffirait pour le décomposer à l'instant. Par exemple, en employant le sulfate on aurait :



Le résultat de la réaction est donc nul.

Le précipité noir (sulfure de fer) se manifeste instantanément en employant un sulfure alcalin, parce qu'il n'y aura plus d'acide libre comme dans le cas précédent.

3° Le cyanoferrure de potassium précipite les sels de protoxyde de fer en blanc sale, qui se change en *bleu de Prusse* par l'addition du chlore.

4° Le cyanoferride de potassium (sel rouge) y donne immédiatement un précipité *bleu de Prusse*. Lorsque le sel de fer est mêlé de sel de cuivre, le précipité est d'un *beau vert pré*.

5° L'infusion de noix de galle ne produit pas de précipité; mais lorsqu'on expose au contact de l'air la dissolution contenant la noix de galle, cette dissolution devient, au bout d'un certain temps, d'un bleu très-foncé (encre). L'addition du chlore y donne immédiatement de l'encre.

6° Le perchlorure d'or produit dans les sels de fer un précipité d'or métallique, dont la quantité correspond à celle du protoxyde. Il reste en dissolution un sel de fer au *maximum*.

7° Le bioxyde d'azote se dissout en quantité considérable dans les sels de fer au *minimum*. La dissolution est d'un brun foncé, et devient limpide au bout de quelque temps, en déposant du peroxyde de fer. L'acide azotique les brunit également. Mais cette coloration est peu stable.

Aucun métal ne précipite le fer de ses dissolutions; avec le zinc la réaction n'a lieu qu'à la longue; mais, dans cette réaction, l'eau est décomposée, et il se précipite, non pas du fer, mais de l'oxyde de fer.

Principaux sels de protoxyde de fer. Le *sulfate* (couperose verte, vitriol vert, fer vitriolé) est très-anciennement connu. Il cristallise en gros prismes obliques rhomboïdaux d'un vert pâle, dont les angles sont $60^\circ \frac{1}{2}$ et

99° 1/2. Il s'effleurit à l'air et se reconvre de taches ocreses, dues à l'absorption de l'oxygène de l'air par le protoxyde de fer. Sa dissolution aqueuse se trouble assez rapidement à l'air, et il s'y forme, à la longue, un dépôt jaune. Ce dépôt est un sel basique, ou plutôt du peroxyde contenant une certaine quantité d'acide (3 éq. de base + 1 éq. d'acide). Le précipité passe d'abord à l'état d'oxyde intermédiaire, d'oxyde 4/3 (oxyde magnétique), et s'y maintient assez longtemps avant de passer à l'état de peroxyde. Il est insoluble dans l'alcool. Les cristaux vert de sulfate de fer contiennent 6 éq. d'eau; échauffés dans un vase, ils éprouvent la fusion aqueuse, et se convertissent en une matière blanchâtre, après avoir perdu leur eau de cristallisation. Cependant, le sulfate de fer, ainsi soumis à l'action du feu, ne perd pas toute son eau : il en retient encore 1 éq., qui paraît être de l'eau de combinaison, car cet équivalent d'eau ne s'en va qu'à l'échaleur rouge, à laquelle le sulfate lui-même se décompose. Par l'action de cette chaleur, le sulfate de fer donne de l'acide sulfurique hydraté, de l'acide sulfurique anhydre, de l'acide sulfureux et de l'oxygène; il laisse pour résidu de l'oxyde rouge, qui est employé, sous le nom de *colcothar*, dans la peinture sur porcelaine, pour polir les glaces, etc. Le proto-sulfate de fer est isomorphe avec les sulfates de cobalt, de nickel, de zinc et de cuivre; il se combine avec les sulfates en toutes proportions. Il absorbe une quantité considérable de bioxyde d'azote, et se colore en brun foncé. Une dissolution concentrée de sulfate neutre de fer peut être échauffée jusqu'à l'ébullition, sans qu'il se forme aucun trouble. Si la dissolution est faible (1 partie de sel + 40 parties d'eau), il y a trouble; le dépôt qui se produit augmente en proportion de la faiblesse de la dissolution. Formule : $\text{FeO}, \text{SO}_3 + 6 \text{HO} = 1$ équiv. de sulfate de protoxyde de fer cristallisé.

On l'obtient facilement, en traitant le métal par l'acide sulfurique étendu d'eau. Le sulfate de fer est journellement employé dans la fabrication de l'ocre.

Azotate. Il est liquide, incristallisable et très-peu stable. Il s'altère à l'air, et se décompose à la température de l'ébullition. On le prépare en traitant le carbonate de fer au minimum, par l'acide azotique très-faible.

Carbonate. Ce sel ne peut être obtenu artificiellement qu'à l'état d'hydrate, par voie de double décomposition. Récentement précipité, il est blanc et soluble dans l'ammoniaque, mais il ne tarde pas à se colorer en vert pâle, en perdant de l'acide carbonique, en même temps qu'il se suroxyde. Lorsque le précipité est devenu d'un jaune brunâtre, on lui donne le nom de *safran de Murs apéritif*, qui, suivant M. Soubeiran, est un mélange d'hydrate de fer et de carbonate de peroxyde ($\text{Fe}^2 \text{O}_3, 5 \text{HO} + \text{Fe}^2 \text{O}, \text{CO}_2$).

Il est impossible de préparer, dans les labo-

ratoires, le carbonate de fer anhydre, cristallisé et stable; et pourtant la nature en offre des masses considérables, exploitées sous le nom de *fer spathique*. Le carbonate de fer anhydre est cristallisé en rhomboïdes, et isomorphe avec les carbonates de chaux, de magnésie et de manganèse. Ces carbonates s'accompagnent très-fréquemment, et peuvent se substituer les uns aux autres sans troubler leur cristallisation respective.

Le carbonate de fer se dissout dans un excès d'acide carbonique, et il se rencontre, sous cette forme, dans beaucoup d'eaux de sources et de rivières (*eaux ferrugineuses*). Ces eaux, exposées au contact de l'air et étendues sur une large surface, laissent dégager de l'acide carbonique; l'hydrate d'oxyde de fer se dépose, et recouvre les herbes, les sables, les racines des arbres, etc. (qui se rencontrent au fond du lit de ces rivières), d'un enduit jaune d'ocre. Ces dépôts jaunâtres s'observent dans beaucoup de rivières ayant leur source dans des montagnes riches en minerais de fer. L'eau de ces rivières est excellente pour la trempe de l'acier.

Phosphate. On le prépare par voie de double décomposition. À l'état de précipité récent, il est blanc, gélatineux, et soluble dans les acides. Il s'altère à l'air, et finit par se transformer en phosphate de peroxyde couleur de rouille. Calciné avec du charbon, il perd la moitié de son phosphore et se change en phosphure.

On rencontre plusieurs phosphates de fer dans la nature.

Arséniute. Il est presque en tout semblable au phosphate. Chauffé en vase clos, il se convertit en arsénite, avec dégagement d'acide arsénieux.

Sels de peroxyde (sels au maximum). Ils ont une couleur jaune plus ou moins foncée. Leur saveur est styptique et très-astringente. Ils ont tous une réaction fortement acide, et une grande tendance à former des sels basiques (*tribasiques*). Caractères :

1° Les alcalis les précipitent immédiatement en jaune brunâtre (peroxyde hydraté).

2° L'acide sulhydrique les ramène au minimum d'oxydation avec dépôt de soufre (la liqueur devient laiteuse). 1 équiv. d'acide reste en dissolution.

En employant le sulfate, on a la formule suivante : de cette réaction $\text{Fe}^{203} + \text{HS} = \text{Fe}^2 \text{O}_3 + \text{HO} + 5 \text{SO}_3 + \text{S} = 2 (\text{FeO SO}_3) + \text{SO}_3 + \text{HO} + \text{S}$.

Ce fait a été généralisé par le principe suivant : *La quantité d'un acide nécessaire pour saturer une base est proportionnelle au degré d'oxydation de la base.*

3° Les sulfures alcalins précipitent les sels de peroxyde de fer en noir (sesquisulfure).

4° Le cyanoferrure de potassium y produit immédiatement un précipité de bleu de Prusse.

Le cyanoferride de potassium ne fait que colorer en bleu la dissolution.

3° La noix de galle donne de l'encre avec les sels de fer au maximum.

6° Les succinates et les benzoates alcalins y produisent un précipité couleur de chair.

7° Le sulfocyanure de potassium les colore en rouge de sang. Ce réactif est très-sensible.

Lorsque le sel de fer est mêlé de matières organiques (acide tartrique, sucre, gomme, etc.), l'ammoniaque n'y produit plus de précipité, et les sulfures alcalins y donnent des précipités incomplets. Il faut, en ce cas, détruire la matière organique par le feu.

Principaux sels de sesquioxyde de fer.
Sulfate (persulfate). Il est d'un blanc sale, incristallisable, très-soluble dans l'eau, qu'il colore en jaune rougeâtre. Il est soluble dans l'alcool, ce qui permet de le séparer du peroxyde, qui est insoluble dans l'alcool. Formule: $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{SO}_3)_3$.

On l'obtient, soit en traitant directement le peroxyde de fer par l'acide sulfurique, soit en traitant le protosulfate par l'acide azotique, et en évaporant la liqueur pour chasser l'excès d'acide azotique: il se forme un dépôt de peroxyde, et le persulfate reste en dissolution.

Quand on fait bouillir le persulfate de fer avec du carbonate de chaux, on obtient un dégagement d'acide carbonique et un dépôt de peroxyde de fer. On n'obtient rien de semblable avec le protosulfate, parce que celui-ci ne contient pas assez d'acide libre pour décomposer le carbonate de chaux, et que le peroxyde de fer est une base bien plus puissante que le peroxyde. Le sulfate de peroxyde de fer donne, avec le sulfate de potasse, une espèce d'alun qui cristallise de la même manière que l'alun préparé avec l'alumine ou avec le chrome.

Le sulfate de peroxyde est souvent mêlé au sulfate de peroxyde. Pour l'en séparer, on précipite le mélange par du carbonate de potasse: le peroxyde et le peroxyde se précipitent à la fois. En y ajoutant un acide, on dissout immédiatement le peroxyde, tandis que le peroxyde refuse de s'y dissoudre.

Azotate. Il est d'un brun rouge, incristallisable, déliquescents, soluble dans l'eau et dans l'alcool. On l'obtient en traitant le fer par l'acide azotique faible en excès.

Carbonate. Son existence est, pour ainsi dire, transitoire et éphémère; car, en traitant un sel de fer au maximum par un carbonate alcalin, le précipité jaunâtre qui se produit laisse dégager tout l'acide carbonique. Ce précipité n'est point un sous-sesqui-carbonate, mais un hydrate de peroxyde.

FER. (Alliages.) Le *nickel* et le *cobalt* s'allient facilement avec le fer en toutes proportions. Ces alliages sont blancs, et ont les mêmes propriétés que le fer.

Le *cuivre* ne peut s'allier avec le fer qu'en petite proportion et à une très-haute température. Un vingtième de cuivre donne plus de ténacité à la fonte, et la rend propre à être employée pour des objets de moulage.

Les alliages de *manganèse* et de fer sont presque infusibles lorsque le manganèse y est en proportion considérable. Ils sont plus oxydables que le fer, et exhalent, sous l'insufflation de l'haleine, l'odeur de l'hydrogène impur.

Le *platine* donne avec l'acier des alliages fusibles, et susceptibles de prendre un très-beau poli. Ces alliages sont très-ductiles et malléables (Faraday).

Les alliages d'*antimoine* et de *fer* sont assez fusibles et très-cassants.

L'*argent* ne forme pas de véritables alliages avec le fer.

Le *fer-blanc* est une lame de fer recouverte d'une mince couche d'étain. C'est un alliage de fer et d'étain, dans lequel l'étain n'est pas uniformément répandu dans toute la masse de fer.

FERMENT. Matière organique azotée, non cristallisable, qui transforme le sucre, au contact de l'eau et de l'oxygène, en acide carbonique et en alcool. Cette matière est susceptible de transformer de même l'alcool en acide acétique. Il y a plusieurs espèces de ferments; celui qui agit le plus rapidement est la levure de bière. Les ferments qui agissent avec le plus de lenteur sont l'albumine, la fibrine, le caséum, le lait, la salive, enfin toute matière animale non cristallisable. Tous les sucs végétaux sucrés, exposés à l'air à une température de 10° à 53°, éprouvent une altération profonde (*Voyez* FERMENTATION); ils se troublent et laissent déposer un sédiment gris ou jaune sale, connu sous le nom de *levure* ou de *ferment alcoolique*. Plusieurs chimistes et physiologistes ont considéré le ferment, et notamment la levure de bière, comme un agglomérat d'une multitude infinie de petits êtres organisés, vivant au sein d'une atmosphère d'acide carbonique. M. Turpin leur a donné le nom de *microthermes* de la bière. Ces êtres microscopiques varient suivant la nature du ferment, qui peut être *alcoolique*, *acide* ou *risqueur*. Toutes les substances qui, comme les huiles essentielles, la créosote, les acides minéraux, etc., détruisent les végétaux microscopiques du ferment, arrêtent aussi la fermentation. — M. Bouchar-dot a publié récemment une notice intéressante sur les ferments alcooliques, dont il distingue trois variétés: 1° le *ferment de la bière*, dont les globules offrent un diamètre variable de $\frac{9}{14}$ à $\frac{1}{150}$ de millimètre. Ce ferment convertit une solution sucrée en alcool, à une température de 10 à 50°, dans l'espace de quelques jours. Il ne détermine pas la fermentation acide de l'alcool. 2° Le *ferment de la lie*, trouvé dans la bière, est composé de globules isolés de $\frac{1}{14}$ à $\frac{1}{225}$ millimètre. Ce ferment convertit l'eau sucrée en alcool à une température de 10 à 12°; mais son action n'est terminée qu'après trois ou quatre mois, et peut s'exercer dans des liqueurs qui contiennent 10 pour cent d'alcool. 3° Le *ferment noir*, re-

cueilli dans un dépôt de vin blanc, est composé de globules ronds présentant un cercle noir bien prononcé; la couleur de la masse est uniformément d'un gris noirâtre; le globe est homogène et parfaitement rond; sa dimension varie de $\frac{1}{228}$ à $\frac{1}{250}$ millimètre; placé dans l'eau sucrée à 10 ou 12°, il y détermine une fermentation qui ne dure pas moins de six mois, et qui s'accomplit dans des liqueurs contenant plus de 17 p. 100 d'alcool. M. Bouchardat a constaté dans les ferments les substances suivantes: 1° une matière albumineuse; 2° une matière azotée soluble dans l'alcool; 3° de la graisse solide; 4° de la graisse liquide phosphorée; 5° acide lactique; lactates de chaux et de soude; 6° phosphates acides de chaux et de soude. (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, année 1811.)

En lavant la levure de bière successivement par l'eau, par l'alcool, à froid et à chaud, enfin par l'éther, on obtient une substance blanche, pulvérulente, qui n'est plus susceptible de déterminer la fermentation. Traitée par une solution de potasse très-étendue, cette substance se dédouble, et fournit une matière azotée, soluble dans la potasse, et une matière non azotée, insoluble. La matière azotée, contenue dans l'intérieur des globules, est précipitée de sa solution alcaline par les acides; desséchée à 100°, elle est d'un jaune de sucin, brûle sans résidu, et a pour composition:

carbone	53,35
hydrogène	7,50
azote	11,01
oxygène	22,96

100,00

Elle se rapproche de la protéine, et se trouve être presque identique avec une modification de la caséine, analysée par M. Mulder. La matière non azotée insoluble, qui constitue l'enveloppe cellulaire des globules, est composée de

carbone	43,43
hydrogène	6,87
oxygène	47,68

100,00

Traitée par l'acide sulfurique, elle se comporte comme l'amidon et le ligneux, et donne du sucre de raisin. Le phosphore et le soufre existent en si petite quantité dans la levure de bière, qu'il a été impossible d'en déterminer les poids. (*Voyez* SCHLOSSBERG, dans *Annalen der Chemie*, année 1811.)

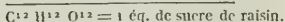
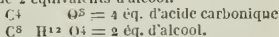
FERMENTATION. Van-Helmont a très-bien défini la fermentation, la mère de la *transmutation*. Il signale le premier deux conditions capitales de la fermentation, le contact de l'air, la production de gaz acide carbonique, qu'il appelait *gaz sylvestre*. « Une grappe de raisin non endommagée, dit-il, se conserve et se dessèche; mais, une fois que l'épiderme est déchiré, le raisin ne tarde pas à subir le mouvement de fermentation; c'est là le commen-

cement de sa métamorphose. Ainsi, le moût de vin, le suc des pommes, des baies, du miel, et même des fleurs et des branches contuses, éprouvent, sous l'influence du ferment, comme un mouvement d'ébullition dû au dégagement du gaz. Ce gaz, étant comprimé avec beaucoup de force dans les tonneaux, rend les vins pétillants et mousseux. »

La fermentation a été définie par les chimistes modernes, « une métamorphose par laquelle les éléments d'une molécule complexe se groupent de manière à former des combinaisons plus stables et plus intimes, suivant l'attraction particulière de ces éléments; elle est mise en jeu par tous les corps, dont les éléments se trouvent eux-mêmes dans un état de décomposition. » Les chimistes, qui considèrent le ferment comme un assemblage de végétaux ou d'animaux microscopiques définissent la fermentation une opération chimique, produite par des êtres organisés au sein d'une substance organique.

On admet plusieurs espèces de fermentations: 1° la *fermentation alcoolique*; 2° la *fermentation acide*; 3° la *fermentation visqueuse*; 4° la *fermentation putride*.

Un mélange de 20 parties d'eau, de 13 p. de sucre et 1 p. de ferment, produit, sous l'influence d'une température de 10° à 35° et au contact de l'air, un dégagement d'acide carbonique: la température du mélange s'élève sensiblement, le sucre disparaît, et on trouve, à sa place, de l'alcool, qui s'obtient par la distillation. C'est là ce qui s'appelle la fermentation alcoolique. 90 p. de sucre pur donnent ainsi 42 p. d'acide carbonique et 41 p. d'alcool. Il y a donc environ 4 pour cent de perte. Dans l'exemple cité, le ferment disparaît. On trouve bien au fond du liquide un débris insoluble, mais ce n'est plus du ferment. Presque tout l'azote du ferment s'est fixé dans le lactate d'ammoniaque, qui a pris naissance par suite de la fermentation. L'acide lactique (isomère avec le sucre de raisin) a été formé aux dépens du sucre, et l'ammoniaque aux dépens du ferment; c'est ce qui explique la perte de 4 pour 100 dont nous venons de parler. Le sucre de canne, en fixant de l'eau, se transforme, à l'aide de la fermentation, en sucre de raisin; et c'est ce dernier qui se décompose en acide carbonique et en alcool. En effet, le sucre de raisin, séché à 100°, contient les éléments de 4 équivalents d'acide carbonique et de 2 équivalents d'alcool.



La conversion du sucre de lait en alcool et en acide carbonique est très-lente. La fermentation ne s'établit qu'au bout de plusieurs jours. — Le moût de bière, le moût de vin, en général tous les sucs contenant du sucre et une matière azotée, donnent naissance à de l'alcool et à un dépôt de ferment. La levure de

bière, qui se dépose dans le moût de bière fermenté, représente, examiné sous le microscope, un assemblage de corpuscules ovoïdes, marqués d'un ou de plusieurs points au milieu. Placés au sein d'une liqueur fermentescible, ces corpuscules s'allongent, s'étranglent en un ou en plusieurs points, de manière à former un chapelet, susceptible de produire autant de corpuscules nouveaux qu'il y a d'étranglements. — La mannite se distingue du sucre, en ce qu'elle ne donne pas naissance à la fermentation alcoolique.

La *fermentation acide* consiste dans la transformation de l'alcool en acide acétique par la fixation de l'oxygène; elle exige également l'intervention de l'oxygène (de l'air), d'une température convenable, et d'une matière azotée jouant le rôle de ferment. Avant de devenir acide acétique, l'alcool paraît passer par l'état intermédiaire de l'aldéhyde, moins oxygéné que l'acide acétique. (Voyez ALDÉHYDE.) L'esprit de bois, espèce particulière d'alcool, devient acide formique, sous l'influence de la fermentation acide.

La *fermentation visqueuse* s'établit aux dépens du sucre, qui se change, sous l'influence d'un ferment particulier et d'une température de 50° à 40°, en mannite, en acide lactique, et en une matière mucilagineuse ayant la composition de la gomme arabique. Le jus des betteraves, des carottes, des oignons, offre cette espèce de fermentation. Il est à remarquer que la matière gommeuse est isomérique avec le sucre, et que les éléments réunis de la mannite et de l'acide lactique représentent la composition du sucre de raisin desséché, moins 1 équivalent d'oxygène.

Les acides, les huiles essentielles, la créosote, etc., arrêtent la fermentation.

Quant à la *fermentation putride*, voyez PUTRÉFACTION.

FERRICYANHYDRIQUE (Acide). Acide cristallin brunâtre, qui s'obtient en décomposant le ferrocyanure de plomb par l'acide sulfurique étendu d'eau. Sa dissolution aqueuse se décompose peu à peu, en déposant une poudre cristalline bleue. L'acide ferriicyanhydrique forme avec les bases les *ferriicyanures*. Formule : $C^2 N^2 Fe^2, H^3 = 2 Cfy + 3 H$.

FERRICYANOGENÈ. M. Liebig a donné ce nom à un radical hypothétique qui existerait dans l'acide ferriicyanhydrique et dans tous les ferriicyanures. Il représente ce radical par la formule : $2 Cfy = C^2 N^2 Fe^2$.

FERRICYANURES. (Cyanides doubles de fer et d'un autre métal.) Ces sels s'obtiennent par voie de double décomposition. Les ferriicyanures alcalins sont seuls solubles. Nous n'en décrivons que les principaux.

Ferriicyanure de fer. Synonyme : *Bleu de Prusse*. On l'obtient en traitant une solution de sulfate de protoxyde de fer par le ferriicyanure de potassium. Ce beau sel bleu a été, dans ces derniers temps, fixé avec succès sur des étoffes de laine. Pour les usages de l'indus-

trie, on prépare le bleu de Prusse par des moyens beaucoup plus économiques. Formule : $C^6 (C^2 N^2 Fe^2) \frac{7}{8} Fe$. Le bleu de Prusse préparé au moyen du ferriicyanure de potassium, par voie de double composition, contient 1 éq. de fer de plus.

Ferriicyanure de potassium. Synonymes : *Cyanure rouge de fer et de potassium*; *Sel rouge de Gmelin*; *Prussiate rouge de potasse*. Ce sel, d'un rouge aurore, cristallisé en prismes droits, rhomboïdaux, s'obtient en faisant passer un courant de chlore dans une solution de ferrocyanure de potassium.

Ferriicyanure de zinc. Il est jaune. C'est le seul sel de zinc coloré. On l'obtient par voie de double décomposition.

FERROCYANHYDRIQUE (Acide). Acide cristallin découvert par M. Porrot. Il s'obtient en décomposant le ferrocyanure de plomb par l'hydrogène sulfuré. La dissolution aqueuse se décompose par l'ébullition en acide cyanhydrique et en un précipité blanc qui bleuit à l'air. Formule : $C^6 N^6 Fe, H^2 = Cfy H^2$.

FERROCYANOGENÈ. M. Liebig donne ce nom au radical des ferrocyanures, et il le représente par : $C^6 N^6 Fe = Cfy$.

FERROCYANURES. (Cyanures doubles de fer et d'un autre métal.) Les ferrocyanures métalliques sont très-peu solubles. Les ferrocyanures de zinc, de cuivre et de mercure forment avec l'ammoniaque des sels doubles cristallisables. L'acide sulfurique concentré dissout presque tous les ferrocyanures sans les décomposer, et forme ainsi une série de nouvelles combinaisons. L'acide nitrique les décompose, souvent avec dégagement de cyanogène et formation de ferriicyanures (cyanides doubles).

Ferrocyanure de potassium. Synonymes : *Sel jaune*; *Prussiate jaune*; *Cyanure jaune de fer et de potassium*; *Sel de cendres de sang*. On le prépare dans le commerce en calcinant jusqu'au rouge des matières azotées (corne, sang desséché, etc.) avec 2 ou 3 parties de carbonate de potasse. Après que la masse a formé, sous l'influence de la chaleur, un liquide homogène, on la laisse refroidir, pour la reprendre par l'eau bouillante. La liqueur filtrée dépose le sel jaune cristallisé en prismes raccourcis ou en tables, dont la forme primitive est l'octaèdre.

FERRUGINEUX. Ce mot dérive de *ferrugo*, rouille de fer. On appelle *ferrugineux* tous les corps recouverts ou mélangés d'oxyde, ou de sous-carbonate de fer jaune hydraté. *Ferrugineux* est synonyme d'*ocreux*. C'est ainsi que l'on dit indifféremment terre ferrugineuse ou ocreuse.

FEU. Un des quatre éléments, d'après la théorie des philosophes anciens. Ceux-ci avaient imaginé une foule de doctrines pour expliquer la nature subtile du feu, doctrines qui furent en grande partie reproduites par les physiciens et alchimistes du moyen âge. Les Romains, doués d'un esprit essentiellement

pratique, se contentaient de signaler avec admiration les effets du feu. « Le feu, dit Pline, est nécessaire dans la fabrication du verre; ici il fournit le minium, là de l'argent, ailleurs du plomb, ailleurs des couleurs, ailleurs des médicaments. Le feu change les minerais en métaux; il met en fusion et dompte le fer; il convertit la pierre à chaux en ciment. A combien de produits l'action répétée du feu ne donne-t-elle pas naissance! Le charbon éteint, et celui qui a déjà une première fois subi l'action du feu, a bien plus de force et chauffe bien davantage qu'auparavant. Immense et capricieuse portion de la nature, qui nous fait douter si, dans son action, elle ôte ou si elle ajoute quelque chose. » (*Historia naturalis*, XXXVI, 27.) Ces dernières paroles de Pline sont fort remarquables. C'est qu'en effet le feu tantôt ôte, tantôt ajoute quelque chose. Ainsi, la craie, soumise à l'action du feu, perd de son poids en perdant de l'acide carbonique; le fer, par la même action du feu, augmente de poids, en absorbant de l'oxygène. Le feu, dont la nature intime nous est inconnue (Voyez CALORIQUE), semble toujours être accompagné d'une action chimique. Les corps sont consumés par le feu en raison des matières aériformes qui se développent par la combustion (oxyde de carbone, acide carbonique, eau, etc.). Le feu, ou l'étincelle produite par l'électricité, jouit seule du privilège de pouvoir subsister sans le développement d'aucun corps gazeux. C'est ainsi que deux pointes de charbon, placées dans le vide, peuvent, au moyen de l'électricité, produire une incandescence extrêmement vive, sans que le charbon augmente ni diminue de poids.

FEU GRÉGOIS. Marcus Grævus indique ainsi la manière de faire le feu grégois : « Prenez du soufre pur, du tartre, de la sarcocolle (espèce de résine), de la poix, du salpêtre fondu, de l'huile de pétrole et de l'huile de gemme. Faites bien bouillir tout cela ensemble; trempez-y ensuite de l'éponge, et mettez-y le feu. Ce feu ne peut être éteint qu'avec de l'urine, avec du vinaigre ou avec du sable.

L'alcool (*eau ardente*) et l'essence de térébenthine paraissent avoir également servi à la préparation du feu grégois. « L'eau ardente se prépare de la manière suivante : Prenez du vin de couleur foncée, épais et vieux. Ajoutez à un quart de ce vin deux onces de soufre pulvérisé, deux livres de tartre provenant de bon vin blanc, deux onces de sel commun ; mettez le tout dans une cucurbita bien plombée et lutée (*subdita ponas in cucurbita bene plumbata*), et après y avoir apposé un alambic, vous distillerez une eau ardente, que vous conserverez dans un vase de verre bien fermé. »

Ce qu'il y a de curieux, c'est qu'un peu plus loin Marcus Grævus décrit la distillation de l'essence de térébenthine, qu'il appelle également *aqua ardens*, eau ardente; ce qui

peut faire penser, avec raison, que toutes les huiles essentielles portaient primitivement, ainsi que l'alcool, le nom d'eaux ardentes. « Prenez, dit l'auteur, de la térébenthine, distillez-la par un alambic, et vous aurez ainsi une *eau ardente*, qui brûle sur le vin, après qu'on l'a allumée avec une chandelle (*candela*). » Ceci explique peut-être pourquoi on disait que le feu grégois brûlait sur l'eau : c'est que ce n'était pas là de l'eau commune, mais des eaux ardentes, des huiles essentielles, et notamment l'huile de térébenthine, mise en contact avec d'autres substances très-combustibles. (Voyez HOEFER, *Histoire de la Chimie*, tome I, page 285.)

FIBRINE. Partie essentielle du sang et des muscles. Le sang retiré de la veine et abandonné à lui-même se coagule, le caillot qui se forme est un réseau de fibrine emprisonnant une multitude de globules colorés; par le lavage, ces derniers sont séparés de la fibrine, qui reste sur le filtre. Le procédé le plus ordinaire d'extraire la fibrine consiste à battre le sang frais avec des branches d'osier : la fibrine s'enroule autour de ces branches, et peut être dépouillée de toute matière colorante par le lavage. La fibrine ainsi obtenue est blanche, filamenteuse, molle, et insoluble à la température ordinaire. Dans l'eau bouillante, elle éprouve une alteration profonde, et présente alors la même différence qu'entre la chair cuite et la chair crue; elle se contracte, perd sa tenacité, en même temps qu'une très-petite quantité de matière. L'alcool lui enlève un peu de matière grasse. Dès que la fibrine a été soumise à l'action des réactifs énergiques, on n'est plus en état de se prononcer sur sa nature ni sur le rôle qu'elle joue dans l'économie animale. Traitée par l'acide acétique concentré, elle se gonfle considérablement, se convertit en une matière gélatineuse, et change entièrement de nature. Dans ce cas, la fibrine, se combinant avec l'acide acétique, se comporte comme une base. La fibrine provenant du sang de veau est plus soluble dans l'acide acétique que celle qui provient du sang de bœuf. Comme l'albumine, la fibrine joue le rôle d'un acide avec les bases faibles, et le rôle de base avec les acides forts. La solution d'acétate de fibrine est précipitée par la noix de galle et par le prussiate de potasse. Traitée par l'acide chlorhydrique, la fibrine développe une matière colorante bleue. L'acide nitrique mis en contact avec la fibrine réagit vivement par une partie de son oxygène : il se produit une matière jaune qui se fonce davantage par l'action d'un alcali. Traitée par une solution de potasse un peu étendue, la fibrine se dissout; en saturant la potasse par un acide, on régénère la fibrine sous forme de précipité blanc. Si l'action a lieu à chaud et avec une solution de potasse concentrée, la fibrine s'altère, tout en se dissolvant; il y a formation d'ammoniaque. La fibrine se dissout également dans une solution de nitrate de potasse; elle

est précipitée de cette solution par l'acide lanique. Cette réaction et quelques autres avaient fait penser à M. Denis que la fibrine et l'albumine sont identiques. Cependant, la fibrine se comporte tout autrement que l'albumine au contact de l'eau oxygénée : la première seule jouit de la propriété de décomposer, par le simple contact, l'eau oxygénée en eau et en oxygène. L'analyse présente aussi quelques différences à cet égard.

<i>Fibrine.</i>	<i>Albumine.</i>
(Analyse de Mulder)	(Analyse de Mulder)
carbone 34,36	carbone 34,84
hydrogène 6,90	hydrogène 7,09
azote 15,72	azote 15,85
oxygène 22,15	oxygène 21,25
soufre 0,53	soufre 0,68
phosphore 0,56	phosphore 0,55

On a donné le nom de *fibrine végétale* au principe essentiel du GLUTEN. (Voyez ce mot.)

FIEL. (Voyez BILE.)

FILTRATION. Opération qui consiste à faire passer un liquide au travers de corps poreux, imperméables aux particules solides. Elle a pour but de clarifier les liquides, ou de recueillir les corps solides mêlés avec des liquides, ou d'atteindre ces deux résultats à la fois. On peut faire des filtres avec une infinité de substances, avec des matières pulvérulentes, avec des tissus ou avec des feutres. Dans les laboratoires de chimie, on se sert presque exclusivement de tissus de laine ou de coton, et surtout de papier non collé.

FIXATION. Opération par laquelle on fixe un corps volatil. Ainsi on parle de la fixation de l'oxygène lorsque le gaz oxygène perd l'état gazeux pour se combiner avec le plomb, le mercure, etc., dont la température a été élevée.

FIVE. On donne cette épithète à tout corps qui n'est point réduit à l'état acériforme par l'application de la chaleur. Ainsi, le charbon est un des corps les plus fixes, bien qu'il puisse être entraîné (sous forme de particules très-minces) par des courants de gaz et constituer des vapeurs noires (*fumées*).

FLAMME. Gaz incandescent. On croyait autrefois que cette incandescence ne saurait subsister dans un autre milieu que l'air; cependant, des poudres ou des lames métalliques très-minces produisent aussi de la flamme au contact du chlore sec.

FLÉAU. Sorte de levier qui constitue la partie principale d'une balance (Voyez BALANCE). Le fléau, dans une balance, est le levier du premier genre, partagé par l'axe en deux bras égaux, et aux extrémités duquel on suspend les bassins. Dans la balance romaine, le levier du premier genre est partagé par l'axe en deux bras inégaux, sur le plus long desquels glisse le poids, tandis qu'on attache le corps qu'on veut peser à l'extrémité du bras le plus court.

FLEXIBILITÉ. Propriétés qu'ont certains corps de pouvoir céder à la puissance qui agit sur eux, de plier et fléchir sans se rompre.

FLINTGLASS. (*Cristal anglais*). Ce verre s'obtient en faisant fondre un mélange composé de sable blanc, 120 parties; potasse purifiée, 40 p.; litharge, 53 p.; salpêtre, 12 p. Le flintglass, à cause du plomb qu'il contient, est beaucoup plus pesant que le verre ordinaire. Il est employé dans la fabrication des instruments d'optique.

FLUIDE. On donne ce nom à tout corps dont les parties sont extrêmement mobiles, et ne sont pas maintenues par la force de cohésion. Les corps gazeux sont appelés fluides élastiques. Certaines substances non pondérables, telles que l'électricité, le magnétisme, portent également le nom de fluides. On donne aussi ce nom à des matières hypothétiques, comme le fluide nerveux.

FLUOR. Synonyme : *Phthor* (de φθίζω, je détruis). Le fluor paraît se combiner directement avec tous les corps connus; de là l'extrême difficulté qu'on éprouve à l'isoler. L'étude des composés dans lesquels entre ce corps nous porte à croire qu'il doit avoir la plus grande analogie avec le chlore, le brome et l'iode, et former avec eux un groupe de corps très-naturel. L'acide fluorhydrique, exposé à l'action de la pile, donne de l'hydrogène au pôle négatif, et une masse brunnâtre au fil de platine du pôle positif, laquelle masse n'est autre chose que du fluorure de platine. Un courant de gaz chlore, qu'on fait arriver sur du fluorure d'argent, produit du chlorure d'argent; et le fluor, en se séparant, se combine aussitôt avec la substance des vases dans lesquels on opère. Cependant, lorsqu'on fait l'opération dans un vase composé de fluorure de calcium, seule substance qui ne soit pas attaquée par le fluor, on remarque un gaz d'un brun jaunâtre qui prend naissance. Ce gaz est probablement le fluor, dont on n'a pas encore examiné les propriétés physiques. Le symbole du fluor est : F = 255,133 (1 équivalent = F² (2 atomes)).

FLUORHYDRIQUE (Acide). Synonymes : *Acide hydrofluorique*; *Acide fluorique*; *Acide hydrophthorique*. L'acide fluorhydrique est analogue à l'acide chlorhydrique. Il a une saveur excessivement caustique et une odeur très-pénétrante. Il devient liquide à la température de 0°, tandis que l'acide chlorhydrique ne se liquéfie qu'à la température de - 60°. Sa densité varie de 1,06 à 1,26, lorsqu'il contient une certaine quantité d'eau. L'acide fluorhydrique répand à l'air des fumées blanches et épaisses. Il est, comme l'acide chlorhydrique, très-avide d'eau, et il s'y dissout avec une sorte d'effervescence; il bout à 13°, et ne se congèle pas à - 20°. — L'acide fluorhydrique est très-stable, c'est-à-dire que l'affinité du fluor pour l'hydrogène est très-grande. Cette affinité est même plus grande que celle du chlore pour l'hydrogène : ce qui le prouve, c'est qu'en faisant arriver du chlore sur du fluorure d'argent, on obtient un chlorure d'argent, et le fluor, ainsi éliminé, décompose l'eau à froid et dans l'obscurité aussi

bien qu'à la lumière, ce que ne fait pas le chlorure. L'acide fluorhydrique rougit fortement la teinture de tournesol. On le décompose en le faisant arriver dans un tube incandescent, contenant du fer, de l'argent, etc.; il se produit un fluorure de fer, d'argent, etc., et l'hydrogène se dégage. En général, tous les corps qui décomposent l'acide chlorhydrique décomposent aussi l'acide fluorhydrique. Il forme avec les bases des fluorures tout à fait analogues aux chlorures, bromures, iodures et cyanures. — L'acide fluorhydrique exerce une action très-énergique sur l'économie animale. Il est facilement absorbé par les tissus qu'il corrode et détruit. Une goutte de cet acide, mise sur la peau, produit d'abord un picotement semblable à la piqure d'une ortie; bientôt (au bout de deux heures environ) il se forme, sur cet endroit de la peau, une grosse ampoule causant une sensation de cuisson insupportable, souvent accompagnée de symptômes fébriles. C'est un des poisons corrosifs les plus violents. — L'acide fluorhydrique est le seul corps qui, dans les circonstances ordinaires, attaque la silice libre ou combinée. On a mis cette propriété à profit pour graver sur verre. A cet effet, on recouvre celui-ci d'une mince couche de vernis bien uniforme; ensuite on y trace, avec une pointe d'acier, les dessins qu'on désire; enfin on fait arriver sur la plaque de verre, où l'on a tracé le dessin, des vapeurs d'acide fluorhydrique, qui attaquent le verre partout où il a été mis à nu par la pointe d'acier: la couche de vernis protège toutes les autres parties. Ce procédé est analogue à celui dont on se sert pour graver sur cuivre; seulement, à la place de l'acide fluorhydrique on se sert de l'acide azotique.

Nous avons vu que, pour préparer l'acide chlorhydrique, il fallait traiter le chlorure de sodium par l'acide sulfurique ordinaire. Pour préparer l'acide fluorhydrique, il suffit de substituer le fluorure de calcium (spath fluor, fluat de chaux) au chlorure de sodium. Seulement ici il faut opérer à chaud. La réaction est analogue à celle qui se produit dans la préparation de l'acide chlorhydrique :

$$\text{F Ca} + \text{FH} \text{ (1 éq. d'acide fluorhydrique)} \\ \text{SO}_3\text{H}_2 \text{ (} = \text{CaO, SO}_3 \text{ (1 éq. de sulf. de chaux).}$$

On recueille et l'on conserve l'acide fluorhydrique dans des vases de plomb, de cuivre d'argent ou de platine. On peut encore le conserver dans des bouteilles de caoutchouc. On doit rejeter, pour cet usage, les vases de verre; car l'acide fluorhydrique attaque le verre et tous les vases dans la composition desquels entre la silice.

100 parties d'acide fluorhydrique se composent de

91,955 de fluor
8,047 d'hydrogène.

En établissant la proportion suivante,

8,067 : 91,955 :: 12,48 : x, on a l'équivalent du fluor = 255,80 = F¹ ou F² (en atomes).

— L'acide fluorhydrique a été découvert en 1771

par Scheele, qui, le regardant comme un composé d'oxygène et de fluor, l'appela acide fluorique. Davy, Thenard et Gay-Lussac ont les premiers démontré que l'acide fluorique de Scheele est un hydracide.

FLUORURES. (Synonymes : *Phthorures*; *Fluïdes*.) Les fluorures sont analogues aux chlorures, bromures et iodures. Ils sont généralement solubles. Le fluorure d'argent lui-même est soluble. Le fluorure de calcium est seul insoluble. C'est l'acide fluorhydrique qui caractérise les fluorures. 1° Les fluorures, traités par l'acide sulfurique bouillant, dégagent des vapeurs d'acide fluorhydrique, dont le principal caractère est de corroder le verre, en donnant naissance à du fluorure de silicium. 2° En faisant arriver un courant de chlorure sur un fluorure, et particulièrement sur le fluorure d'argent soluble contenu dans un vase fait avec du fluorure de calcium, on obtient un gaz d'un jaune fauve qui, probablement, n'est autre chose que le fluor ou le phthor. Ce gaz attaque rapidement tous les autres vases, et décompose l'eau en donnant naissance à de l'acide fluorhydrique. 3° Les fluorures, chauffés avec de l'acide borique à une température très-élevée, donnent lieu à des vapeurs excessivement épaisses, très-fumantes, de fluorure de bore (acide fluo-borique). La composition des fluorures est analogue à celle des chlorures.

Formule générale : F¹ M (équivalents),
F² M (atomes.)

Fluorure de bore. (Synonymes : *Acide phthoroborique*; *Acide fluoborique*.) Le fluorure de bore est un gaz incolore. Il a une odeur suffoquante et une saveur fortement acide. Sa densité est 2,51. Il est extrêmement soluble dans l'eau, qui, suivant Davy, en absorbe jusqu'à 700 fois son volume. Il carbonise le bois comme l'acide sulfurique concentré. Il n'attaque pas le verre. C'est de tous les gaz celui qui fume le plus à l'air. Dissous dans l'eau, le fluorure de bore finit par s'y décomposer, en donnant naissance à de l'acide borique qui se précipite, et à de l'acide fluorhydrique qui reste en dissolution. Une partie de l'acide fluorhydrique se combine avec une partie d'acide borique, pour former un composé soluble, qui a été appelé *acide hydro-fluo-borique*.

Le gaz fluo-borique, de même que le gaz fluo-silicique, est absorbé, en quantité considérable, par l'alcool absolu; les combinaisons qui en résultent sont décomposées par une chaleur d'environ 140°, laquelle en sépare de l'éther sulfurique. En faisant agir 2 parties d'acide sulfurique concentré sur 1 partie d'acide borique et 2 parties de fluorure de calcium, il se produit de l'acide fluorhydrique, qui, en se portant sur l'acide borique, donne naissance à du fluorure de bore et à de l'eau; aussi peut-on le préparer en faisant agir directement l'acide fluorhydrique sur de l'acide borique. Formule : BF³ (?).

Fluorure de silicium. (Synonymes : *Acide*

phthoro-silicique; *Acide fluosilicique*; *Phthorure de silicium*.) Le fluorure de silicium est un gaz incolore, fumant beaucoup à l'air. Il a une saveur et une odeur analogues à celles de l'acide chlorhydrique, avec lequel il avait été autrefois confondu. Sa densité est 3,397. L'eau en absorbe 563 fois son volume. Sa dissolution aqueuse ne tarde pas à se décomposer : il se produit, aux dépens des éléments de l'eau, de l'acide silicique insoluble sous forme de gelée, et de l'acide fluorhydrique qui reste en dissolution. Le fluorure de silicium rougit fortement la teinture de tournesol. Il se décompose dans l'eau en 1 éq. d'acide silicique et en 1 éq. d'acide fluorhydrique. Celui-ci se combine avec 2 éq. de fluorure de silicium non décomposé, pour donner lieu à un composé stable que l'eau ne décompose plus (Voyez HYDRO-FLUO-SILICIQUE [Acide]).

On prépare le fluorure de silicium en faisant agir de l'acide sulfurique ordinaire sur du fluorure de calcium, mêlé de fragments de verre pilés ou de grains de sable. Il faut éviter de le recueillir sur l'eau.

Formule : Si Fl ou Si Fl² (atomes).

FLUX ET REFLUX. (Voyez MARÉE.)

FLUX fondant. On donne ce nom à plusieurs substances très-fusibles, servant à favoriser la fusion de quelques autres qui le sont beaucoup moins. Le *borax* (sous-borate de soude) est un excellent fondant des métaux. On distingue le *flux noir* et le *flux blanc*. Le flux noir se fait avec 2 p. de tartre et 1 p. de nitre : comme il contient du charbon en excès (acide tartrique), il est très-propre à la réduction des métaux. Le flux blanc consiste en un mélange de 2 p. de nitre et 1 p. de tartre ; il n'est plus propre à servir de moyen de réduction. A une température élevée, il donne naissance à du cyanure de potassium.

FOIE. Les anciens chimistes désignaient sous ce nom diverses substances d'une couleur brunnâtre, analogue à celle du foie, et composées de soufre et d'un métal : Le sulfure de potassium était appelé *foie de soufre*.

FOIE D'ANTIMOINE. (Voyez ANTIMOINE.)

FOIE D'ARSENIC. (Voyez ARSENIC.)

FOIE DE SOUFRE. (Voyez POTASSE sulfure.)

FONDANT. (Voyez FLUX.)

FONTE. (*Fer brut.*) La fonte contient une quantité de carbone plus considérable que l'acier. Elle peut, en outre, contenir des traces de silicium, de phosphore, de magnésium, d'aluminium et de calcium ; on l'obtient en faisant fondre les minerais de fer dans les hauts fourneaux. La fonte est très-cassante ; conséquemment elle n'est ni ductile ni malléable. On en distingue particulièrement deux variétés : 1° la fonte blanche, et 2° la fonte grise. Les variétés de la fonte dépendent, en grande partie, des proportions de charbon et de fondant que l'on calcine avec le minerai. On obtient généralement la meilleure fonte grise en employant des proportions exacte-

ment convenables de charbon et de minerai. Si le charbon est en excès par rapport au minerai, la fonte devient ce qu'on appelle, en termes de mineurs allemands, *übergau* (trop faite) : elle contient une quantité notable de graphite. Si, au contraire, le minerai est en excès par rapport au charbon, on aura la fonte blanche. D'après Mushel, la fonte blanche contient 1/23 de carbone, et la fonte grise 2/25. Celle-ci est donc plus riche en carbone que la première. Suivant quelques chimistes, la fonte blanche doit sa couleur à la présence d'une certaine quantité de manganèse que ne renferme pas la fonte grise. Il est probable que la fonte devient plus ou moins blanche, suivant que le carbone est plus ou moins intimement combiné avec le fer. Car, en soumettant la fonte grise à une nouvelle fusion et en la refroidissant brusquement, on la transforme en fonte blanche. — La fonte est fusible comme l'acier ; elle se dilate en se solidifiant. Elle est plus dilatable que le fer. Selon Rimmann, elle se dilate de $\frac{1}{500}$ depuis la température ordinaire jusqu'à la chaleur rouge.

FORCE. On donne ce nom à tout ce qui produit ou tend à produire un mouvement. La force s'apprécie par la masse d'un corps mis en mouvement multiplié par sa vitesse. On distingue plusieurs espèces de forces. La *force accélératrice* ajoute de la vitesse au mouvement d'un corps ; telle est, par exemple, la pesanteur, qui donne à chaque instant une nouvelle impulsion aux corps qui tombent. La *force centrifuge* est la force par laquelle un corps, qui circule autour d'un point comme centre, tend à s'éloigner de ce centre par une tangente à la courbe qu'il décrit. La valeur de la force centrifuge d'un corps en rotation est déterminée par le produit de sa masse multiplié par le carré de sa vitesse, divisé par sa distance au centre de sa rotation. Ce qui peut s'exprimer par la formule suivante, en appelant F la force centrifuge de ce corps ; M, sa masse ; D, sa distance au centre du cercle décrit par le mouvement, et V, sa vitesse :

$$F = \frac{MV^2}{P}$$

La *force centripète* est la force par laquelle un corps qui tourne autour d'un point comme centre, tend continuellement à se rapprocher de ce centre. La valeur de la force centripète d'un corps qui tourne, ou la quantité dont ce corps se rapprocherait dans un temps donné du centre de sa révolution, si sa force centripète agissait seule sur lui, est égale au carré de la portion de la courbe qu'il décrit dans le même temps, divisé par le diamètre de cette courbe. La *force vitale* est cette puissance mystérieuse qui semble régir les êtres organisés ou vivants. Cette force échappe aux lois ordinaires de la physique, elle appartient à un domaine d'une exploration difficile.

FORGES. Les forges sont des fourneaux munis de soufflets propres à activer la combustion. Il y a deux sortes de forges : celles dont se servent les forgerons, et les forges à fusion

dont on fait généralement usage dans les laboratoires de chimie : elles sont composées d'un foyer et d'un soufflet. La forme du foyer, quoique très-variable, peut être représentée par une caisse cylindrique ouverte en haut et fermée en bas. Le vent arrive dans cette caisse par trois ouvertures latérales.

FORMIATES. Sels produits par l'acide formique combiné avec une base. Ils sont tous très-solubles dans l'eau. Soumis à l'action de la chaleur, ils se comportent à peu près comme les oxalates, en donnant naissance aux mêmes produits de décomposition (acide carbonique, carbures d'hydrogène, eau, résidu de charbon). Traités par l'acide sulfurique, ils dégagent de l'acide formique, reconnaissable à son odeur. On connaît particulièrement le *formiate d'ammoniaque* cristallisé en prismes à 4 pans, terminés par 4 faces; le *formiate de baryte*, le *formiate de chaux*, le *formiate de cuivre* (cristaux cubiques ou rhomboédriques), le *formiate de plomb* (cristaux différents de ceux de l'acétate), le *formiate de potasse* (presque incristallisable), le *formiate de soude* (prismes à base rhomboïdale).

FORMIQUE (Acide). Synonyme : *Acide des fourmis*. Taigas, Lumpham et d'autres observateurs avaient déjà vu que les fourmis rougissent les couleurs bleues végétales humides (fleurs de chicorée sauvage, de bourrache, etc.), avec lesquelles on les met en contact. Wray constata, en 1670, que les fourmis, soumises à la distillation, seules ou humectées d'eau, donnent un esprit acide, semblable à l'esprit de vinaigre. Mais c'est Marggraf qui, en 1749, mit hors de doute l'existence d'un acide particulier dans les fourmis. (Voyez HOEFER, *Histoire de la Chimie*, t. II, pag. 425.)

L'acide formique ressemble beaucoup à l'acide acétique concentré, avec lequel il avait été d'abord confondu. Il est liquide, incolore, fumant légèrement à l'air et bouillant à 100°. Il cristallise, au-dessous de 0°, en lamelles brillantes. Sa densité est 1,252. Sa vapeur est inflammable, et brûle avec une flamme bleue. Le point d'ébullition varie suivant le degré de concentration de l'acide. M. Doberciner observa, le premier, que l'acide formique se produit dans beaucoup d'opérations : par exemple, lorsqu'on traite une substance organique par l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse. C'est ainsi qu'on obtient une grande quantité d'acide formique en distillant un mélange composé de 1 p. de sucre, de 2 p. d'eau, de 3 p. de peroxyde de manganèse, et de 3 p. d'acide sulfurique étendu d'eau. On le prépare également, d'après l'ancien procédé, en distillant légèrement avec de l'eau les fourmis écrasées. Pour le concentrer, on le fixe sur une base, telle que l'oxyde de plomb; on chauffe le formiate de plomb pour lui faire perdre de l'eau, et on le décompose ensuite par l'hydrogène sulfuré, qui enlève le plomb à l'état de sulfure et laisse l'acide formique soluble. Dans son plus grand état de concen-

tration, l'acide formique renferme toujours 1 équivalent d'eau. Dans cet état, il a une saveur brûlante et une odeur de fourmis extrêmement forte. Sa composition s'exprime par la formule : $C^2 HO^3 + HO$. L'équivalent d'eau (HO) peut être remplacé par un oxyde métallique. Chauffé avec le peroxyde de mercure, l'acide formique se décompose : il se forme de l'acide carbonique, et l'oxyde de mercure est réduit. Ce fait prouve que les éléments de l'acide formique sont moins fortement unis que ceux de l'acide acétique; car ce dernier acide, chauffé avec le peroxyde de mercure, donne naissance à un acétate qui ne se décompose qu'à une température beaucoup plus élevée.

FORMOBENZOÏQUE (Acide). Corps blanc, cristallin, d'une odeur d'amandes amères, découvert par M. Winkler en traitant par l'acide chlorhydrique étendu le produit de la distillation de l'essence d'amandes amères, et en évaporant le mélange à siccité. L'éther dissout l'acide formobenzoïque ainsi formé, et laisse un résidu de sel ammoniac. L'acide formobenzoïque est soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Soumis à l'action de la chaleur, il fond et répand, à une température plus élevée, une odeur de fleurs d'aulépine, en laissant un résidu de charbon très-volumineux. Chauffé avec du peroxyde de manganèse et de l'eau, il se décompose en acide carbonique et en essence d'amandes amères. Il se combine avec les bases alcalines, pour produire des sels très-solubles et peu cristallisables. Sa composition s'exprime par la formule : $C^2 HO^3 + C^4 H^6 O^2 + HO$.

FORMOMÉTHYLAL. (Voyez MÉTHYLAL.)

FORMULES. Les formules constituent le langage algébrique des combinaisons chimiques. On emploie ordinairement, pour exprimer une formule, la lettre initiale du nom latin du corps en question. On ajoute quelquefois à l'initiale la dixième ou la troisième lettre du nom latin, lorsque la première lettre pourrait s'appliquer à deux ou plusieurs corps à la fois. C'est ainsi qu'on désigne l'oxygène par O (*oxyg-enum*), l'hydrogène par H (*hydrogenium*), le manganèse par Mn, la magnésie (tant désignée par M; mais on attache aux lettres, outre leur signification propre, la valeur des quantités exprimées en équivalents.

Ainsi, H indique le nombre 12,48 (O = 100);

H = 12,48.

O = 100

HO = 112,48 = un éq. d'eau.

Comme l'oxygène se rencontre dans un très-grand nombre de composés, on le désigne quelquefois par un point. Exemple : Pb = protoxyde de plomb (PbO); H = bioxyde d'hydrogène. Le soufre est quelquefois exprimé par une virgule ('). Exemple : Zn (sulfure de zinc), S''n (bisulfure d'étain). Une lettre barrée indique que l'on prend deux atomes du

corps dont cette lettre est le symbole. Ex. : $AzO^5 = Az^2O^5$ (Acide azotique). On appelle *rationnelle*, la formule qui, par un certain arrangement des signes, tend, en quelque sorte, à rendre raison de la manière dont ces éléments sont combinés entre eux; tandis que la formule *brute* ou *empirique* indique simplement les quantités des éléments qui entrent dans un composé. Ex. : KO, SO^3 (formule *rationnelle*), c'est-à-dire, de l'acide sulfurique combiné avec de l'oxyde de potassium (potasse), et qui au fond équivaut à $K SO^3$ (formule *empirique*), c'est-à-dire, combinaison d'oxygène (4 éq.), de soufre et de potassium.

FORMYLE. Nom d'un radical hypothétique, représenté par la formule : $C^2 H = Fo$. D'après cette hypothèse, l'acide formique serait un tritoxyle de formyle hydraté ($Fo + O^3 + aq.$).

FOURNEAU. (*Fornax, furnus*, en grec $\zeta\acute{\alpha}\mu\upsilon\sigma\acute{\alpha}$.) Appareil de forme variable, servant à appliquer une température plus ou moins élevée aux corps qu'on se propose de chauffer. Les fourneaux sont essentiellement composés de deux pièces, le *cendrier* et le *foyer*. Il y a cependant des fourneaux d'une construction plus compliquée. Dans les laboratoires de chimie, les fourneaux à demeure sont construits avec des briques réfractaires, et se composent ordinairement du cendrier, du foyer et d'une cheminée.

Le *fourneau évaporatoire* n'est formé que de deux pièces, le foyer qui est évasé, et dans lequel on met le combustible, et le cendrier dans lequel tombent les cendres. Il y a en outre la porte du foyer, celle du cendrier, la grille du fourneau qui sépare le foyer du cendrier, et des ouvertures longitudinales, propres à livrer passage à l'air. On emploie ce fourneau pour évaporer les liquides.

Le *fourneau de coupelle*, d'une forme quadrangulaire, construit en terre cuite réfractaire, est employé pour séparer l'or et l'argent par la coupellation. Il est construit comme le précédent, excepté qu'il présente en outre un moule placé dans le laboratoire, et dans lequel on met les coupelles.

Le *fourneau à réverbère* est composé de quatre pièces. Les deux inférieures contiennent le cendrier et le foyer; la troisième (en comptant du bas en haut) porte le nom de *laboratoire*; la supérieure est le réverbère ou le dôme. Il y a en outre les portes du foyer et du cendrier, des barres de fer entre le laboratoire et le foyer, et qui servent à soutenir le vaisseau dans lequel est contenu la matière que l'on veut chauffer. L'usage principal du dôme est de réfléchir la chaleur sur le vaisseau que l'on chauffe.

Le *fourneau de forges* ou de *fusion* est un fourneau à réverbère dont on active la chaleur à l'aide d'un soufflet; l'air amené par le soufflet est distribué également dans l'intérieur du fourneau au moyen d'une grille trouée.

Ce fourneau est employé pour fondre les substances réfractaires, et lorsqu'on veut produire un très-haut degré de chaleur. On peut encore augmenter l'activité du feu en surmontant le dôme de ces fourneaux d'un tuyau de fer (*cheminée*).

Les *hauts fourneaux* sont employés dans l'extraction des métaux très-réfractaires. (Voyez FER.)

FOYERS. Les physiciens appellent ainsi le point où se réunissent les rayons de lumière ou de calorique réfléchis par un miroir concave, ou réfractés par un verre convexe. Différents corps combustibles, placés sur ce point, s'enflamment lorsqu'on fait arriver sur le verre les rayons solaires. Le point où se réuniraient les rayons convergents, s'ils pouvaient continuer leur route dans le même milieu, est nommé *foyer virtuel* ou *imaginaire*, tandis que le premier porte le nom de *foyer réel*.

FRAXININE. Principe blanc cristallin qui s'obtient en traitant par l'acétate de plomb basique l'extrait aqueux de l'écorce de *Fraxinus excelsior*. La fraxinine, cristallisée en prismes hexagones, est peu soluble dans l'éther, et très-soluble dans l'eau et dans l'alcool.

FRAILLITÉ. Propriété de certains corps dont la cohésion est assez faible pour qu'ils soient aisément réduits en poudre grossière par une cause mécanique quelconque.

FRIGORIQUE. Voyez MÉLANGE (réfrigérant).

FRITE. (De *frire*.) Mélange de sable et de soude dont on se sert pour faire le verre. Ce nom désigne également la cuisson du mélange qui doit fournir le verre.

FROID. Le froid a été considéré par quelques physiciens comme la négation du chaud. Rien n'est plus inexact : le froid est un degré relativement moindre de chaleur. Un corps froid peut, dans des circonstances données, paraître chaud, et *vice versa*.

FROTIEMENT. Toutes les fois que deux surfaces glissent l'une sur l'autre, il y a frottement; ces surfaces, quelque polies qu'elles nous paraissent, ne le sont jamais parfaitement; ce sont toujours des assemblages de petites éminences et de petites cavités. Le frottement oppose donc une résistance. La surface d'un corps peut parcourir la surface d'un autre corps de deux manières, ou en glissant, ou en roulant. Dans le premier cas, il y a application successive des mêmes parties d'une surface à différentes parties de l'autre, comme lorsqu'on fait glisser une planche sur une table. Dans le second cas, il y a application successive des différentes parties d'une surface à différentes parties de l'autre, comme lorsqu'on fait rouler une boule ou une roue sur un terrain. C'est ce qui fait distinguer deux espèces de frottements. Voici les principes généraux applicables à ce sujet : 1° Le frottement de la première espèce cause une résistance beaucoup plus grande que celle que produit le frottement de la seconde espèce. 2° La résis-

tance des frottements augmente en proportion des surfaces frottantes. 3° La résistance des frottements augmente en raison de la pression. 4° A proportions égales, la résistance des frottements augmente beaucoup plus en raison de la pression qu'en proportion des surfaces frottantes c'est-à-dire que cette résistance est beaucoup plus grande, en doublant ou triplant la pression, qu'en doublant ou triplant l'étendue des surfaces frottantes. Lorsque la résistance des frottements est trop grande, on la diminue beaucoup en enduisant les surfaces frottantes de quelque matière grasse, qui remplit en partie les creux, et rend moindres les inégalités des surfaces. Ce qui demeure de trop de cette matière grasse, et qui ne se loge pas dans les interstices creux, fait l'office de petites pièces roulantes entre les surfaces, et change le frottement de la première espèce en celui de la seconde. Si, au contraire, on ne trouve pas la résistance des frottements assez grande, lorsqu'on veut éviter, par exemple, qu'une voiture roule sur une descente trop rapide, on cherche à changer le frottement de la seconde espèce en celui de la première, et l'on y réussit en enrayant les roues.

FULMINANT. (De *fulmen*, foudre.) On donne ce nom à toutes les préparations qui jouissent de la propriété de détoner ou d'éclater avec bruit lorsqu'on les chauffe légèrement, qu'on les triture ou qu'on les soumet à une pression plus ou moins forte. L'azotide d'iode, les fulminates d'argent, d'or et de mercure, sont dans ce cas.

FULMINATES. Sans nous arrêter sur la constitution théorique des fulminates, nous ferons connaître les principaux faits de l'expérience. Lorsqu'on chauffe, dans une cornue de verre, 1 1/4 de gramme d'argent fin avec 43 grammes d'acide nitrique de 58 à 50°, et qu'on y ajoute ensuite 60 grammes d'alcool de 87 centièmes, on obtient, par le refroidissement, des cristaux de *fulminate d'argent*, qui se déposent et qu'on lave sur le filtre. Pour préparer le *fulminate de mercure*, on opère sur un gramme de mercure et 12 grammes d'acide nitrique concentré. On verse ensuite dans cette solution 12 grammes d'alcool, et on a la précaution de chauffer lentement : il se forme des vapeurs blanches très-épaisses (mercure), qui viennent se condenser dans un récipient froid. — Le fulminate d'argent, se présentant sous forme de longs cristaux prismatiques anhydres, a été employé pour des amorces d'armes à feu. Lorsque ce sel est parfaitement sec et pur, il détone par le simple contact d'un corps étranger. Lorsqu'il est humide ou mélangé de grains de sable, on le broie sans qu'il détone.

FULMINIQUE (Acide). Cet acide, découvert par M. Gay-Lussac, n'existe qu'en combinaison avec les bases (Voyez FULMINATES). Dès qu'on cherche à l'isoler, il se décompose en acide cyanhydrique et en d'autres produits.

FUMARIQUE. Corps blanc, pulvérulent,

qui se forme en abondant à lui-même, dans un baçon bouché, un mélange d'éther fumarique et d'ammoniaque aqueuse. La fumaramide ne se dissout que dans l'eau chaude, par une ébullition prolongée. Elle se décompose par la chaleur en ammoniaque et en un résidu charbonneux. Formule : $C^4 H O^2 N H_2$.

FUMARINE. Principe blanc, amer, extrait par M. Peschier du *Fumaria officinalis* (fumeterre). Il est insoluble dans l'éther, et très-soluble dans l'eau et dans l'alcool.

FUMARIQUE (Acide). Cet acide, qui se présente sous forme de lamelles micacées, incolores, fut d'abord obtenu par M. Lassaing dans la distillation de l'acide malique. M. Poulouze constata l'identité de l'acide paramalique avec l'acide qu'on retire de la fumeterre (*Fumaria officinalis*). Pour l'obtenir, on traite le suc bouilli de la plante par l'acétate de plomb, qu'on enlève ensuite par l'hydrogène sulfuré. Le lichen islandique contient également de l'acide fumarique. Cet acide neutralise assez bien les bases. Les *fumarates* ont été l'objet d'un travail récent de M. Bieckher (*Annalen der Chemie*, année 1843). Les *fumarates neutres* ont pour formule : $C^4 H O^2$, + MO. Les fumarates de protoxyde de mercure et d'argent sont seuls anhydres. Le peroxyde de fer, l'albumine et l'oxyde de chrome ne paraissent pas se combiner avec l'acide fumarique.

FUMÉE. On donne le plus ordinairement le nom de fumée aux vapeurs ou gaz mélangés de parcelles microscopiques d'un corps solide, opaque, tel que le charbon. Les parcelles de charbon, entraînées par les courants gazeux, se déposent, sous forme d'une couche noire, qui s'appelle *noir de fumée*.

FUNGINE. Partie essentielle des champignons. Elle est blanchâtre, molle à l'état humide, fibro-cellulense, d'une odeur et d'une saveur fades. Elle donne de l'ammoniaque par la distillation sèche. Distillée avec l'acide nitrique, elle donne du tannin artificiel, de l'acide prussique, de l'acide oxalique et une matière grasse.

FUNGIQUE (Acide). Produit blanc, déliquescant et incristallisable, obtenu par M. Braconnot dans l'extrait alcoolique de plusieurs espèces de champignons (*Peziza nigra*, *Boletus juglandis*, *Bo. pseudo-ignarius*, etc.).

FUSIBILITÉ. Propriété qu'ont les corps de prendre l'état liquide, lorsqu'on les chauffe. Le point de fusion, comme le point d'ébullition, varie pour chaque corps. Pendant toute la durée de la fusion, tant qu'il reste encore une parcelle de matière à liquéfier, la température du liquide demeure constante, quelque violente que soit la chaleur employée. Dans cette action, une grande partie du calorique disparaît (calorique latent). Quelques physiiciens ont divisé les corps en *fusibles* et en *infusibles* ou *apyres*. Plusieurs substances qui avaient été pendant longtemps regardées comme infusibles, sont cependant fondues à la

température élevée que produit la combustion d'un mélange gazeux d'hydrogène et d'oxygène. Le cristal de roche, le platine, etc., sont de ce nombre. D'autres substances, telles que le charbon, le bois, etc., se sont montrées jusqu'à présent absolument infusibles ou réfractaires au feu. Chez certains corps, le passage du point de fusion au point de vaporisation est si rapide, qu'on a douté de leur fusibilité. L'arsenic est dans ce cas. Quelques corps de nature organique peuvent avoir des points de fusion variables, suivant que leur constitution cristalline ou moléculaire a été altérée, par un refroidissement brusque, après avoir été préalablement fondus. La fusibilité est un bon moyen de séparation dans l'analyse de quelques alliages composés de métaux qui fondent, chacun, à des températures très-différentes.

FUSIL A VENT. Espèce de fusil au moyen duquel on peut lancer des balles avec une assez grande violence, sans le secours de la poudre, et par la seule force élastique de l'air, qui s'y trouve condensé à l'aide d'un appareil très-simple. Ces sortes de fusils sont plus enriehx qu'utiles. La difficulté de les construire, et celle de les entretenir longtemps en bon état, les rendent nécessairement beaucoup plus coûteux, et d'un service moins commode

et moins sûr que les fusils à poudre ordinaires.

FUSION. La liquéfaction des corps solides à l'aide de la chaleur, est une opération que l'on pratique à l'aide de divers moyens. Il y a des métaux qui sont à peine altérés par l'air, lorsqu'on les soumet à la température de la fusion : l'argent et l'or sont dans ce cas. D'autres sont fortement attaqués : tels sont l'antimoine, le zinc, le plomb, l'étain, le bismuth, etc. Si les corps sont altérables par la chaleur et fusibles au-dessous de + 100, on peut les fondre au bain-marie. Si les corps ne sont fusibles qu'à une température inférieure à 300°, on peut employer un bain d'huile. Un thermomètre plongé dans le bain indique exactement la température de la fusion. Les corps qui exigent une température très-élevée sont fondus dans des creusets. On opère la fusion des corps altérables par le charbon, en ajustant, aussi bien que possible, un couvercle sur un creuset dont les bords sont dressés, et en reconvrant la matière avec du verre pilé : le verre entre en fusion, recouvre la substance à fondre, et la protège contre l'action de l'air. On peut aussi renfermer la substance dans un double creuset, si le fourneau ou la forge dont on se sert a une dimension convenable.

G

GADOLINITE. (Voyez CÉRIUM.)

GAÏACINE. Principe actif de la résine de gaïac. On l'obtient en dissolvant par l'eau l'extrait aqueux de l'écorce et du bois de gaïac, et en précipitant la liqueur par l'acide sulfurique. Ce précipité, bien lavé et séché, présente l'aspect d'une matière amorphe, jaune, d'une saveur âcre et amère. La gaïacine brûle en se boursouffant, et en répandant une odeur aromatique, exempte d'ammoniaque. Composition inconnue.

GALLÈNE. (Voyez PLOMB, Sulfure.)

GALLIQUE (Acide). Scheele avait le premier observé que le dépôt cristallin qui se forme dans une infusion de noix de galle, exposée à l'air, possède les propriétés d'un acide partielier. L'acide gallique pur cristallise en aiguilles fines, blanches et soyeuses ; sa saveur est astringente, suivie d'un arrière-goût sucré. 100 parties d'eau n'en dissolvent que 1 p. à la température ordinaire ; à chaud, 100 p. en dissolvent 10 à 12 p. Il se dissout aussi dans l'alcool ; mais il n'est que très-peu soluble dans l'éther. Comme l'acide tannique, il noircit les sels de fer. Il réduit les sels d'or et d'argent. Exposé à l'air, il s'altère, et réduit les sels de peroxyde de fer. Une solution de gélatine n'est pas précipitée par l'acide gallique. En plongeant un fragment de peau fraîche dans une infusion de noix de galle, on remarque que le tannin est entièrement fixé sur la peau, tandis que l'acide gallique se dépose. C'est là un excellent moyen (indiqué

par M. Pelouze) de séparer ces acides l'un de l'autre. L'eau de baryte est précipitée en blanc par l'acide gallique ; ce précipité blenit rapidement au contact de l'air. Chauffé à 213°, l'acide gallique produit, par voie de sublimation, un nouvel acide (*acide pyrogallique*), soluble dans l'eau, et qui colore en rouge les sels de peroxyde de fer ; à 230°, il fournit un résidu noir (*acide métagallique*), ressemblant à l'acide ulmique. À ces diverses températures, la quantité d'oxygène de l'acide gallique va en diminuant ; la formation de l'acide pyrogallique est accompagnée d'un dégagement d'acide carbonique ; celle de l'acide métagallique est accompagnée d'un dégagement tout à la fois d'acide carbonique et d'eau.

L'acide gallique forme avec les alcalis des sels (*gallates*) très-peu stables ; ils s'altèrent rapidement à l'air en absorbant de l'oxygène. On n'a pas encore examiné les produits qui se forment dans ce cas. Les oxydes alcalins terreux (chaux, magnésic, baryte) se colorent (en bleu, en bleu foncé, etc.) au contact de l'acide gallique et de l'air. Cette coloration a été, dans quelques analyses d'eaux minérales, inexactement attribuée à la présence d'un sel métallique (sel de cuivre).

GALVANISME. (*Électricité voltaïque ; Électricité à courants continus.*) Galvani, professeur d'anatomie à Bologne, occupé, en 1790, à des expériences sur l'électricité, fut un jour surpris de voir les membres d'une grenouille agités par des mouvements convulsifs

pendant la décharge d'une machine électrique qui se trouvait tout près de l'amphibie mort. En examinant de plus près ce phénomène, qui était déjà connu longtemps avant lui, il trouva que ces mouvements convulsifs se renouvellent toutes les fois que le nerf et le muscle d'une grenouille sont mis en communication par un conducteur métallique. Ce fait excita l'admiration de toute l'Europe. Bientôt après, Volta, professeur à Pavie, montra que le simple contact de corps différents suffit pour troubler l'équilibre électrique. Partant de là, il fut conduit à construire une pile (*pile voltaïque*), qui, dans l'origine, ne consistait qu'en une disposition alternative de disques de zinc et de cuivre, séparés par des morceaux de draps mouillés. Cet appareil si simple, peut-être le plus merveilleux qu'ait jamais imaginé le génie de l'homme, force l'électricité à se manifester sous la forme d'un courant continu, au lieu de se manifester, comme, par exemple, dans les machines électriques, par une apparition brusque et non contrôlable. Comme la pile ou batterie de Volta est devenue, entre les mains du chimiste et du physicien, un des instruments les plus précieux pour les progrès de la science, il ne sera pas hors de propos d'entrer dans quelques détails à ce sujet.

Toute action chimique d'un liquide ou d'un gaz sur les substances métalliques est accompagnée d'un développement d'électricité. Ce développement est surtout marqué pendant l'oxydation et la dissolution des oxydes métalliques par les acides. La quantité d'électricité ainsi fournie varie pour chacun des métaux. L'oxydation du zinc par l'acide sulfurique étendu paraît développer la plus grande quantité d'électricité. Et comme, d'après une loi générale, aucun fluide électrique ne se manifeste librement sans mettre en jeu une quantité égale de fluide électrique contraire, il se trouve que dans l'expérience citée l'acide est électrisé positivement et le zinc négativement (*Voyez ÉLECTRICITÉ*). On pourrait demander ici pourquoi le contact de ces deux corps, tous deux bons conducteurs et doués d'électricités contraires, ne rétablit pas immédiatement l'équilibre électrique. Quoi qu'il en soit, il y a production d'électricité, et l'action chimique et électrique s'arrête dès qu'il y a une certaine quantité d'électricité accumulée. Or, pour que l'action soit continue, il faut mettre une lame de cuivre en contact avec la lame de zinc, et les plonger toutes deux, partiellement, dans la liqueur acide. Le cuivre, n'étant pas attaqué par l'acide, sert de conducteur : il porte sur le zinc l'électricité positive de l'acide, et rétablit à chaque instant l'équilibre, de manière que l'oxydation peut marcher rapidement. Il faut donc trois substances différentes pour former un courant électrique continu ou une pile voltaïque, deux substances solides et un corps liquide. Ces substances ont reçu le nom d'*éléments* d'une pile ; les deux éléments de zinc et

de cuivre réunis constituent un *couple*. Le courant électrique qu'on obtient avec un seul couple, plongé par son extrémité dans l'acide sulfurique étendu, est très-faible : ce courant augmente d'intensité en raison du nombre des couples employés pour la construction de la pile. Les couples, dont le nombre peut être indéfini, maintenus dans une position verticale, et plongeant par la partie inférieure dans une auge contenant de l'acide sulfurique étendu, constituent une *batterie*.

Dans une batterie ainsi construite, le fluide électrique, accumulé dans l'acide par suite de son action sur la première plaque de zinc, est reçu par la plaque de cuivre attachant au second couple, et transmis à la seconde plaque de zinc. Cette seconde plaque de zinc ajoute à l'électricité ainsi reçue celle qui provient de la décomposition de son fluide naturel, et transmet cette nouvelle dose d'électricité au liquide de la seconde cellule. Cette nouvelle quantité d'électricité est à son tour transmise par l'intermédiaire de la plaque de cuivre couple le plus voisin, où elle augmente encore d'une nouvelle quantité de fluide électrique. Tout cela se répète autant de fois que la batterie compte de couples. Les deux extrémités opposées de la pile sont les deux *pôles* électriques (*pôle positif et pôle négatif*). A chacune de ces extrémités est attaché un fil métallique. En réunissant les deux fils, on obtient un courant circulaire, dans lequel les électricités contraires se neutralisent ; ce courant circulaire a lieu d'une manière non interrompue pendant toute la durée de l'action chimique. En interposant entre les deux fils conducteurs, suffisamment rapprochés, un corps étranger, on obtient des phénomènes de chaleur et de lumière les plus marqués. Dans une telle batterie, le pôle positif est représenté par le zinc, et le pôle négatif par le cuivre. L'électricité galvanique est donc, comme l'électricité ordinaire, composée de deux fluides contraires, l'un positif, l'autre négatif. D'après l'hypothèse d'un fluide unique, le zinc posséderait de l'électricité en excès, tandis que le cuivre aurait de l'électricité en moins.

L'action de l'électricité voltaïque diffère matériellement de celle du fluide électrique ordinaire. Lorsqu'une certaine quantité de fluide électrique ordinaire se trouve accumulée quelque part, on s'attend à ce que l'équilibre soit rétabli par un choc violent, accompagné de lumière, de chaleur et de bruit. Dans l'accumulation du fluide voltaïque, au contraire, l'équilibre se rétablit tranquillement dès que les deux pôles communiquent ensemble et que le courant électrique est fermé. Mais ce courant, loin d'être ainsi épuisé, continue paisiblement d'une manière invisible et permanente. La chaleur produite par ce courant de fluide voltaïque surpasse en intensité les températures les plus élevées que nous puissions obtenir par des moyens artificiels ; cette chaleur fond, en un instant, les substances les plus réfractaires ; fer,

platine, silice, alumine, etc.) En plaçant un morceau de charbon entre les deux fils communicants de la pile, on obtient une lumière extrêmement vive, sans que le charbon diminue de volume. Cette expérience réussit le mieux en plaçant le charbon dans un ballon de verre vide d'air. Selon Fraunhofer, cette lumière diffère de la lumière solaire en ce qu'elle possède des rayons qui ne se trouvent pas dans la lumière solaire.

L'électricité voltaïque est un agent puissant de décomposition. En passant à travers des liquides conducteurs, elle les décompose en leurs éléments, qui se rendent, chacun selon sa nature, aux pôles de la pile. C'est ainsi qu'on obtient la décomposition de l'eau en hydrogène et en oxygène, dans le rapport de 2 vol. à 1 vol. L'oxygène se rend au pôle positif, et l'hydrogène au pôle négatif. M. Davy eut un des premiers l'heureuse idée d'employer la pile comme un moyen d'analyse. Il découvrit ainsi que la potasse, la soude, la magnésie, la chaux, etc., sont des corps composés d'oxygène et de potassium, de sodium, de magnésium, de calcium, etc. De ces découvertes date une ère nouvelle pour la chimie. Les substances combustibles, les métaux, les alcalis, se rendent en général au pôle négatif, tandis que l'oxygène et les acides se rendent au pôle positif. M. Berzelius, profitant de ces observations, a classé tous les corps simples d'après leur ordre chimico-électrique (*Voyez CLASSIFICATION de Berzelius*). Le fluide voltaïque paraît devoir à la continuité du courant sa puissance, comme agent de décomposition ou de composition chimique.

On a observé qu'en soumettant des solutions métalliques à l'action de la pile, on amène le métal à se déposer, au pôle négatif, sous forme de petits cristaux. En étendant ce principe, M. Becquerel est parvenu, à l'aide d'un courant très-faible, à produire des cristaux assez gros de substances minérales, semblables aux cristaux naturels. Cette cristallisation est favorisée par la lumière et le mouvement.

L'électricité ordinaire, en raison de sa tension, passe à travers l'eau et d'autres liquides sans perdre sensiblement de son intensité, quelque longue que soit sa course. L'électricité voltaïque diminue, au contraire, d'intensité suivant l'étendue qu'elle parcourt. L'eau pure conduit mal le fluide voltaïque; la glace ne le conduit pas du tout. M. Faraday a fait voir que cette propriété n'est pas seulement particulière à l'eau, et que, sauf un petit nombre d'exceptions, des corps qui, à l'état solide, ne conduisent pas l'électricité voltaïque, la conduisent très-bien lorsqu'ils sont devenus liquides; mais en même temps ils se décomposent. La chaleur augmente la faculté conductrice des corps.

Le fluide galvanique affecte tous les sens. Les yeux, quoique fermés, perçoivent une étincelle lorsque l'un des pôles de la pile touche la main, et l'autre la face. On entend

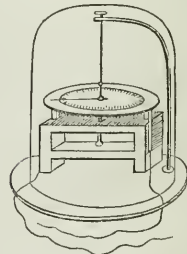
des sons étranges lorsqu'on applique l'un des pôles à l'oreille, tandis qu'on tient l'autre dans la main; on éprouve une saveur acide pendant que le bout de la langue est touché par le pôle positif, tandis que le pôle négatif est appliqué à un autre point. En renversant les pôles, on a une saveur alcaline. Les muscles d'animaux morts exécutent des mouvements convulsifs sous l'influence du fluide voltaïque, pourvu qu'ils n'aient pas été encore atteints de putréfaction.

L'électricité galvanique a été récemment appliquée au procédé de dorure, d'argenture, de platinage, etc. On s'en est servi, en Angleterre, pour la construction d'un système particulier de télégraphie. M. Becquerel a proposé l'emploi de la pile pour l'extraction des métaux de leurs minerais.

Quant à la construction des différentes espèces de PILES, *voyez* PILES.

M. Oerstedt a le premier appelé l'attention des physiciens sur l'influence que l'électricité exerce sur l'aiguille aimantée. (*Voyez MAGNETISME.*)

GALVANOMÈTRE. (*Multiplicateur.*) Instrument destiné à découvrir les moindres traces d'un courant électrique. Sa construction repose sur ce fait, qu'un courant circulaire agit par toutes ses parties pour diriger, dans le même sens, une aiguille aimantée qu'il enveloppe de toutes parts. Un fil conducteur, enroulé sur lui-même et formant, par exemple, cent tours, produit, étant traversé par le même courant, un effet cent fois plus grand qu'un fil d'un seul tour; mais il faut que le fluide parcoure toutes les circonvolutions du fil sans passer latéralement d'un contour à l'autre. Ces conditions sont remplies par le



galvanomètre imaginé par M. Schweigger. On enveloppe un fil métallique (d'argent ou de cuivre) de douze à quinze mètres de longueur, d'un demi-millimètre environ d'épaisseur, avec un fil de soie à tours très-serrés; on l'enroule sur un petit cadre de bois, comme un fil sur une bobine; à chaque extrémité on laisse 1 à 2 mètres de fil non enroulé; ces deux bouts s'appellent les *fils du multiplicateur*; le courant entre par l'un et sort par l'autre: enba

une aiguille aimantée, suspendue à un fil de coton, se meut comme un index sur un cadre divisé en 360 degrés; la déviation de l'aiguille augmente en raison de l'intensité du courant. Tout cet appareil est recouvert d'une cloche de verre, qui le met à l'abri des agitations de l'air.

M. Nobili a rendu cet appareil infiniment plus sensible, en se servant, au lieu d'une seule aiguille, d'un système de deux aiguilles compensées.

GARANÉE. Racine de *Rubia tinctorum*. La meilleure garance se cultive dans l'Asie Mineure, où on l'appelle *Alizari*. La matière colorante de la garance renferme plusieurs principes qu'il est difficile d'obtenir à l'état de pureté. Runge a retiré de la racine de garance cinq substances colorantes, dont trois rouges, insolubles dans l'eau (*principe pourpre, principe rouge, principe orange*). Les deux premiers principes se rencontrent dans la masse qui se dépose par le refroidissement de la décoction alunée de la garance. Le principe orange s'obtient par la digestion de la garance dans l'eau chaude. Le *principe jaune*, ou *xanthine*, soluble dans l'eau, se prépare en épuisant la racine de garance par l'eau froide, en précipitant la liqueur par l'eau de chaux, et traitant ce précipité par l'acide acétique, qui dissout la xanthine. Le *principe brun*, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, s'extrait au moyen d'un alcali.

GAULTHÉRYLÈNE. L'huile de gaulthéria est un mélange de 9/10 de salicylate de méthylène et de 1/10 d'un liquide neutre, plus léger que l'eau, et auquel M. Cahours a donné le nom de *gaulthérylène*. On obtient ce liquide en faisant bouillir l'huile de gaulthéria avec une lessive de potasse concentrée; le gaulthérylène passe à la distillation avec une certaine quantité d'eau qu'on lui enlève par le chlorure de calcium, et par une nouvelle distillation sur le potassium. Le gaulthérylène a l'odeur de l'essence de poivre; il bout à 160°. Il a la même composition que l'essence de térébenthine.

GAZ. (*Fluides élastiques.*) Corps qui revêtent l'état aéroforme. Les gaz peuvent être *acides* (acide carbonique, acide sulfureux, hydrogène sulfuré, etc.), ou *neutres* (hydrogène carboné, cyanogène, etc.); on ne connaît jusqu'à présent qu'un seul gaz *alcalin*, le gaz ammoniac. On a divisé les gaz en *permanents* et en *non permanents*. On appelle permanents les gaz qui, dans l'état actuel de la science, n'ont pu être obtenus ni à l'état liquide ni à l'état solide. Le nombre des gaz permanents diminue chaque jour. Le chlore, l'acide sulfureux ont été depuis longtemps obtenus à l'état liquide. Thilorier a préparé, à l'aide d'un appareil de fonte, l'acide carbonique à l'état liquide et même à l'état solide. Enfin, M. Natterer, de Vienne, est parvenu tout récemment à liquéfier et à solidifier le protoxyde d'azote, le bioxyde d'azote, et plusieurs autres gaz qu'on avait regardés jusqu'ici

comme permanents. Pour opérer ces changements d'état, il a mis en usage l'action combinée du froid (60 à 80° au-dessous de zéro) et de la pression (60 à 100 atmosphères). Tous ces corps solidifiés bouillent et se vaporisent bien au-dessous de la température à laquelle l'eau se congèle. Le nom de gaz *non permanents* a été donné par M. Berzelius aux gaz (*vapeurs*) qui se développent par l'ébullition des liquides. L'air ainsi que la plupart des gaz se dilatent, suivant les expériences récentes de MM. Magnus et Regnault, de 0,00567 de leur volume pour chaque degré du thermomètre centigrade. Cette dilatation avait été anciennement évaluée par M. Gay-Lussac à 0,00375.

GAZ OLÉFIANT. (*Voy. HYDROGÈNE BICARBONÉ.*)

GAZOMÈTRE. Réservoir de gaz. Cet instrument est en général de forme cylindrique. Il offre l'avantage de déterminer à volonté le dégagement du gaz, par un filet d'eau que l'on fait arriver dans le gazomètre.

GÉIQUE (Acide). Un des principes de la terre végétale. Il existe dans le bois pourri et les débris de matières organiques. Selon Mulder, l'acide géique est l'acide humique oxydé sous l'influence de l'air, et il lui assigne la formule : C¹⁰ H¹² O²⁴.

GÉLATINE. La gélatine se prépare en faisant bouillir (dans une marmite de Papin) des os, des cartilages, du tissu cellulaire, etc. Les os ne paraissent être que de la gélatine, dans le réseau de laquelle sont interposées des molécules de sels terreux (phosphate et carbonate de chaux). La gélatine, soluble dans l'eau bouillante, se prend en gelée par le refroidissement. Elle est insoluble dans l'alcool. Besséchiée, elle constitue la colle. La dissolution de gélatine donne avec le chlore un précipité nacré, ressemblant à de la fibrine; le tannin, l'alun, le sulfate de fer, le sublimé corrosif, donnent des précipités floconneux imputrescibles. La vessie natatoire des esturgeons (*ichthyocolle*) est de la gélatine presque pure. M. Mulder annonce (*Journal für prakt. Chemie*, année 1831) que l'ichthyocolle bouillie avec de l'eau pendant 100 heures, puis desséchée à 120° dans un courant d'air sec a donné à l'analyse les mêmes résultats que la colle bouillie pendant 33 heures, savoir : 4 (C¹³ H¹² N² O⁹) + H₂O. La gélatine peut servir à une foule d'usages dans l'art et dans l'industrie. Sa propriété nutritive a été contestée par des expériences multipliées.

GÉLÉE. (*Voyez PECTINE.*)

GENTIANIN. Principe amer, cristallisable, découvert en 1822, par Henri et Caventou, dans le *Gentiana lutea*. On l'obtient en épuisant par l'éther l'écorce pulvérisée. Le gentianin cristallise sous forme d'aiguilles d'un jaune d'or; il est très-soluble dans l'alcool, l'éther et l'acide acétique.

GERMINATION. Développement de l'embryon végétal. Plusieurs conditions sont nécessaires pour que la germination ait lieu :

1^o la *fécondation* ; les graines non fécondées par le pollen, de même que les œufs des animaux non fécondés par le mâle, sont frappés de stérilité; 2^o l'*intégrité* et la *fraicheur des graines* : les graines huileuses surtout ne doivent pas être trop vieilles pour être aptes à germer; les graines farineuses se conservent plus longtemps : on a trouvé dans des tombeaux romains, dans des momies égyptiennes, des graines d'orge, de luzerne, de bluet, qui, quoique vieilles de plusieurs siècles, n'avaient pas encore perdu la faculté de germer; 3^o l'*eau, l'air* et une *chaleur couvenable* sont également nécessaires à la germination. MM. Edwards et Collin ont remarqué que la germination est accompagnée d'une décomposition de l'eau, et d'un dégagement de gaz acide carbonique : le carbone de ce gaz est fourni par la graine, et l'oxygène en grande partie par l'eau décomposée. Selon les expériences de M. Théodore de Saussure, les graines ne germent pas dans le vide; elles ne germent pas davantage lorsqu'elles sont trop profondément enfouies dans le sol. En faisant germer une graine quelconque dans l'oxygène, on remarque qu'elle commence d'abord à germer, mais que le germe ne tarde pas à mourir. L'hydrogène et l'azote sont impropres à la germination. Les graines germent mieux dans l'obscurité que dans une lumière trop vive. Selon M. Becquerel, l'électricité négative favorise la germination, tandis que l'électricité positive la retarde. Dans le premier moment de la germination, le sol n'est pas une condition indispensable; on peut faire germer une graine sur un morceau de papier, sur une lame métallique, etc.; mais à mesure que le germe se développe, le sol devient un élément nécessaire. Pendant la germination des graines farineuses, la fécule se change, à l'aide de la diastase, en sucre qui paraît devoir servir de premier aliment à l'embryon.

Dans les plantes dicotylédonnées, l'embryon a la radicule nue; dans les plantes monocotylédonnées, la radicule de l'embryon est enveloppée d'une poche, tant à l'extrémité supérieure qu'à l'extrémité inférieure. La rapidité avec laquelle les graines de différentes espèces végétales germent, varie singulièrement. Le *Sisymbrium sativum* peut germer au bout de vingt-quatre heures; le blé germe au bout de huit jours, l'oignon, au bout de un mois; les graines des *rosacées* (pêcher, abricotier, etc.) demandent un an pour germer; le rosier, deux ans. Une dissolution d'acides hâte singulièrement la végétation; les alcalis la retardent. La radicule se montre constamment la première; celle-ci une fois enfoncée dans le sol, le développement du végétal marche très-rapidement.

GLAUBER (Sel de). Voy. SOUDE, sulfate.

GLAUBÉRITE. Voyez CHAUX, sulfate.

GLACE. Ce nom s'applique plus particulièrement à l'eau solidifiée par l'effet du froid. La température de la glace fondante correspond

au zéro de l'échelle thermométrique ordinaire. Contrairement à la loi générale, la glace ne représente pas le *maximum* de la densité de l'eau. Voyez EAU.

GLAUCINE. Principe blanc, non cristallin, extrait par Probst du *Glucium luteum*. On l'obtient en traitant par le nitrate de plomb le suc clarifié de cette plante, en décomposant le précipité par l'hydrogène sulfuré, et précipitant la liqueur neutre par une décoction d'écorce de chêne. La glaucine forme des combinaisons salines avec l'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique. Composition inconnue.

GLAUCOPICRINE. Principe amer, extrait par Probst du *Glucium luteum*. Composition inconnue.

GLIADINE. Voyez GLUTEN.

GLOBULINE. Berzelius appelle ainsi une matière extraite du sang, qui, différente de l'albumine, serait insoluble dans les solutions salines un peu concentrées, et se coagulerait en une masse granuleuse, sous l'influence de la chaleur.

GLUCIQUE (Acide). Matière non cristalline, semblable au tannin, et très-soluble dans l'eau. L'acide glucique se prépare en saturant une solution de sucre de raisin par de la chaux ou de la baryte; après quelques semaines de repos, la liqueur est traitée par l'acétate de plomb, qui donne un précipité blanc; ce précipité, décomposé par l'hydrogène sulfuré, donne l'acide glucique hydraté. Péligot assigne à l'acide anhydre la formule : $C_{24}H^{15}O^{15}$.

GLUCOSE. Voyez SUCRE de raisin.

GLUCYNIUM (Du grec γλυκύς, doux, parce que les sels de glucyne ont une saveur sucrée.) D'après l'étymologie, on devrait orthographier *glycine*. Synonymes : *Glucyua*; *Beryllium*.

Le glucynium a l'aspect d'une poudre grise. Il est infusible. Il ne décompose pas l'eau. Il brûle avec un très-vif éclat à l'air ou dans l'oxygène, et se transforme en oxyde blanc (*glucyne*). On obtient le glucynium par le potassium. Formule : $Be=87,124$.

Oxyde de glucynium. (Synonymes : *Glucyne*; *Beryl*; *Terre de glucyne*; *Süsserde* (terre douce). C'est une poudre blanche, sans saveur, infusible dans nos fourneaux, fusible au chalumeau, d'une densité égale à 2,9. La glucyae ne retient pas l'eau avec autant de force que l'alumine, avec laquelle elle a, du reste, de l'analogie. Elle est insoluble dans l'eau. A l'état de précipité gélatineux, elle est beaucoup plus soluble dans les acides qu'à l'état sec. La glucyne est soluble dans la potasse et dans la soude. Elle est insoluble dans l'ammoniaque caustique, et très-soluble, au contraire, dans le carbonate d'ammoniaque. La glucyae a été découverte, en 1798, par Vauquelin, dans l'émeraude et dans le beryl. L'oxyde de glucynium, qui se combine avec les acides, est un *sesquioxyde*, isomorphe avec l'alumine. Formule : Be^2O^3 , analogue à Al^2O^3 .

Sels de glucyne. Tous ces sels ont une saveur sucrée, et un arrière-goût légèrement astringent. 1° La potasse les précipite en blanc, et le précipité est soluble dans un excès de potasse; ce qui distingue la glucyne de la magnésie, qui est insoluble dans un excès de potasse. 2° Le carbonate d'ammoniaque les précipite en blanc; le précipité de glucyne est soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque, ce qui distingue la glucyne de l'alumine. 3° La glucyne ou l'azotate de glucyne, calciné avec l'oxyde de cobalt, ne donne point de matière colorée.

Sulfate de glucyne. Il a une saveur sucrée, astringente. Il est très-soluble dans l'eau, et attire légèrement l'humidité de l'air. Il a une réaction acide.

Azotate. Il a également une saveur sucrée astringente. Il est très-soluble dans l'eau.

GLUTEN (*Fibrine végétale*). Principe essentiel des graines des céréales. Il forme comme un réseau, dont les mailles emprisonnent les granules d'amidon. On obtient le gluten par une opération purement mécanique, en malaxant de la pâte de farine sous un filet d'eau. Après que les granules d'amidon ont été ainsi enlevés, il reste une matière grisâtre, très-élastique, insoluble dans l'eau. C'est là ce qu'on appelle le *gluten*. La quantité de gluten est la mesure de la bonne qualité de la farine. Au contact de l'air humide, le gluten se colore, perd son élasticité, se ramollit et se putréfie comme une matière animale, en répandant une odeur ammoniacale. Il est soluble dans l'alcool et dans les alcalis. Traité par l'acide acétique, il se gonfle d'abord et finit par se dissoudre; en appliquant cette solution sur une surface quelconque, on voit le gluten se déposer sous forme de vernis, après l'évaporation de l'acide acétique. Cette propriété a été mise à profit pour des dessins lithographiques. La solution acétique du gluten est précipitée, comme la solution de la fibrine, par le carbonate de potasse et par le tannin. La fermentation visqueuse qui s'établit souvent au sein d'une liqueur sucrée et alcoolique, comme le vin de Champagne, est déterminée par la présence d'une petite quantité de gluten. La matière visqueuse qui recouvre le gluten brut a été appelée par quelques chimistes *gliadine* ou *glutine végétale*. Le gluten, dépourvu de cette matière, et à l'état de pureté, a reçu, le nom de *fibrine végétale*. Sa composition diffère, en effet, très-peu de celle de la fibrine animale. Dumas et Cahours ont trouvé la fibrine végétale composée de carbone 35,25

hydrogène 7,01

azote 16,41

oxygène et soufre 25,55.

GLYCÉRYLE. On a donné ce nom à un radical hypothétique, qui, combiné avec 3 éq. d'oxygène, constituerait la glycérine.

GLYCÉRINE. (De γλυκύς, doux.) Synonymes: *Principe doux des huiles; Hydrate*

d'oxyde de glycéryle. Scheele observa le premier (en 1783) que les huiles et les graisses renferment toutes une matière sucrée, entièrement différente de celle qui se rencontre dans les végétaux. Pour l'obtenir le plus commodément, il faisait bouillir une partie de litharge avec deux parties d'huile d'olive récente et un peu d'eau. Lorsque le mélange avait acquis la consistance d'onguent, il le laissait refroidir et décantait l'eau. Cette eau, évaporée jusqu'à consistance sirupeuse, contenait la matière à laquelle Scheele donna le nom de *principe doux des huiles*. Il remarqua que cette matière se distingue du sucre, 1° en ce qu'elle ne cristallise point; 2° en ce qu'elle supporte une chaleur beaucoup plus forte, et qu'elle passe en partie non altérée dans le récipient, 3° en ce qu'elle n'est pas susceptible de fermenter.

La glycérine a été depuis particulièrement examinée par MM. Chevreul et Pelouze. A l'état naturel, la glycérine existe combinée avec les acides oléique, stéarique et margarique, dont on la sépare par l'ébullition avec des bases puissantes. La glycérine présente l'aspect d'un sirop légèrement jaunâtre, inodore, et d'une saveur sucrée. Elle est insoluble dans l'éther, et miscible en toutes proportions avec l'alcool et l'éther. Elle brûle avec une flamme très-éclairante. Sa densité est 1,27. Elle se change, par l'action du chlore gazeux, en un corps blanc, floconneux. MM. Chevreul et Pelouze lui ont assigné la formule: $C^6 H^7 O^5 + H^2 O$.

GLYCYRRHIZINE. Matière brunâtre, amorphe, qui constitue la partie essentielle du jus de réglisse. Pour l'obtenir, Berzelius propose de traiter par l'acide sulfurique l'extrait aqueux de la racine de réglisse (*Glycyrrhiza glabra*, *G. echinata*), de laver le précipité d'abord avec de l'eau acidulée, puis avec de l'eau pure, de le dissoudre dans l'eau, de neutraliser la liqueur par du carbonate de potasse, de filtrer et d'évaporer à siccité. La composition de la glycyrrhizine, évaluée d'après sa combinaison plombique, se représente par la formule: $C^{16} H^{12} O^6$.

GOMMES. Substances incristallisables, translucides, insipides, inodores, d'une cassure conchoïde, insolubles dans l'éther, l'alcool, les huiles essentielles et les huiles grasses. On divise les gommes en celles qui sont solubles dans l'eau froide (arabine, mucilage), et en celles qui ne sont que se gonfler dans l'eau froide (cératine, bassorine, pectine). La cératine (gomme du cerisier) se dissout dans l'eau bouillante, la bassorine n'est soluble ni à chaud ni à froid. La cératine et l'arabine fermentent, outre le carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène dans les proportions pour former de l'eau; la bassorine, la pectine, contiennent une proportion d'oxygène plus forte. Les gommes (arabine et cératine) correspondent, par leur composition, au sucre de canne, au ligneux, à l'amidon; mais elles diffèrent de ces matières en ce qu'elles ne

sont pas susceptibles d'éprouver la fermentation alcoolique, et en ce que, traitées par l'acide nitrique, elles donnent, non pas de l'acide oxalique, mais de l'acide muéique.

GOUDRON MINÉRAL. Corps huileux, analogue au bitume. Il bout à 280°, et renferme un principe solide et une huile liquide (*petrolène* de M. Boussingault). Il brûle avec une flamme très-clairante. Sa densité est 0,98. Formule : C⁵ H⁴. Le goudron minéral se rencontre dans le royaume de Hanovre et dans plusieurs départements de l'est de la France.

GRAISSE. Matière de composition complexe, généralement acénuolée dans les mailles du tissu cellulaire souscutané. Elle est fluide à la température ordinaire du corps qui la renferme naturellement. Elle est constituée à peu près par les mêmes principes que les *huiles grasses* (Voyez *HUILES GRASSES*), dont elle partage la propriété d'être saponifiable par les alcalis. La graisse pure ne contient point d'azote; c'est à cela qu'elle doit sans doute sa propriété de résister à la putréfaction qu'éprouvent les matières animales azotées.

GRAPHITE (*Plombagine; Mine de plomb*). Le graphite est une substance solide, grise, possédant l'éclat métallique, salissant les doigts et laissant une trace sur le papier. Cette substance, employée à faire les crayons, est connue de tout le monde. On a cru pendant longtemps qu'elle était composée de fer et de carbone en proportions mal définies; aujourd'hui il est évident que cette substance est un simple mélange de pyrite et d'un carbone particulier. Quelquefois même le carbone y existe tout à fait pur. Le poids spécifique du graphite varie de 2,08 à 2,15. Le graphite se rencontre dans les parties les plus anciennes des terrains de transition. On le trouve dans différentes localités en France, en Corse, en Allemagne, en Espagne; le meilleur pour la fabrication des bons crayons est celui de Barrowdale en Cumberland. Le graphite est aussi employé pour adoucir le frottement des machines de bois, pour donner de l'éclat à la tôle et à la fonte, et pour faire des creusets réfractaires.

Des creusets de cette nature sont employés à l'hôtel des monnaies de Paris pour former l'alliage d'or et de cuivre des pièces de 20 et de 40 francs.

GRAVITATION. Voyez *ATTRACTION* et *PESANTEUR*.

GRAVITÉ. Voyez *PESANTEUR*.

GRILLAGE. Combustion d'un corps à l'air libre. Afin que le corps soumis au grillage présente une large surface, il faut l'agiter continuellement, et présenter à l'air de nouveaux points de contact. Le grillage des matières organiques (sucre, farine, bois, gomme, etc.), donne naissance à des corps particuliers solides (*picamare*) ou liquides (huiles empyreumatiques, eupione, etc.) dont M. Reichenbach a fait une étude spéciale.

GUANINE. Voyez *CAFÉINE*.

GUANO. Matière excrémentielle ou produit de décomposition de substances animales, formant des amas considérables sur quelques points des côtes de l'Amérique et de l'Afrique. Le guano a été pour la première fois apporté en Europe par M. Alexandre de Humboldt, qui a en même temps constaté les qualités précieuses du guano comme engrais. On n'est pas encore d'accord sur l'origine du guano. Selon les uns, c'est un coprolithe ou excrément fossile d'animaux antédiluviens. Selon d'autres, le guano est la matière excrémentielle d'oiseaux de mer (mouettes, milans, etc.), qui viennent régulièrement faire leur digestion sur les côtes où l'on rencontre particulièrement le guano. Enfin, on a constaté dans le guano africain la présence de débris de végétaux. Le guano doit sa propriété comme engrais à la quantité considérable de sels ammoniacaux qu'il renferme. MM. Boussingault et Payen ont trouvé 4,97 d'azote pour 100 p. de guano brut, et 5,59 dans 100 p. de guano tamisé. MM. Girardin et Bidard y ont rencontré une quantité beaucoup plus grande d'azote (16,86 pour 100), en évaluant l'azote d'après la proportion d'acide urique et d'ammoniaque.

GYPSE. Nom vulgaire du sulfate de chaux. Voyez *CHAUX (Sels)*.

H

HALO. Anneau ou cercle lumineux qui semble entourer quelquefois le soleil, la lune, et d'autres planètes.

HATCHÉTINE. Matière transparente, d'un jaune clair, fusible à 76°, qui se trouve dans quelques tourbières de l'Angleterre. Elle est insoluble dans l'eau, et se dissout dans l'alcool et dans les huiles. Sa densité est 0,608 et 0,923, après la fusion. Cette matière a été examinée par M. Conybearne.

HECTARE. (De ἑκκτὸν, cent, et ἀρε). Mesure de surface de 100 ares, ou 10000 mètres carrés. En mesures anciennes, l'hectare était de 9450 pieds carrés 613758, ou environ 2 grands

arpents. L'hectare est appliqué à la mesure des terres et des bois.

HECTOGRAMME. Poids de 100 grammes; en poids de marc. L'hectogramme est de 5 onces 2 gros 12 grains.

HECTOLITRE. Mesure de capacité de 100 litres; sa capacité est égale à un dixième de mètre cube. En mesures anciennes, la capacité de l'hectolitre est de 2 picds c. 920269.

HÉLICE. Synonyme de spirale.

HÉLIOMÈTRE. Instrument destiné à mesurer le diamètre des astres, et particulièrement ceux du soleil et de la lune, inventé, en 1747, par Bouguer. Il se compose de deux objectifs d'un

très-long foyer, placés à côté l'un de l'autre, et combinés avec un seul oculaire. Le tuyau de la lunette doit avoir une forme conique. L'extrémité inférieure doit être munie d'un oculaire et d'un micromètre.

HÉLIOSTAT. Instrument propre à introduire un jet de lumière dans un lieu obscur. En astronomie, on donne ce nom à une lunette montée sur un axe parallèle à l'axe du monde, et conduite par un mouvement d'horloge, qui lui fait suivre le mouvement diurne du soleil ou d'un autre astre qu'on observe.

BELLÉNIÈNE. Matière cristalline, incolore, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. Elle s'obtient en traitant la racine d'aunée (*Inula Helenium*) par de l'alcool bouillant. Elle fond à 72°, bout vers 275°, et se volatilise en répandant une faible odeur aromatique. Les alcalis la dissolvent, les acides la précipitent de ses solutions. Chauffée avec l'acide nitrique médiocrement concentré, l'hellénine donne naissance à un produit jaunâtre (*nitro-hellénine*), soluble dans l'ammoniaque, d'où les acides la précipitent sous forme d'une gelée rouge. Formule de l'hellénine : $C^{14} H^9 O^2$ (Dumas).

En distillant l'hellénine avec de l'acide phosphorique anhydre, M. Gerhardt a obtenu une huile incolore (*hellénène*), bouillant à 200° et composée de $C^{15} H^8$.

HÉMATOSINE (*Principe rouge de sang*). Produit de décomposition du sang, auquel on attribue le rôle d'une matière colorante. Ce produit, qui, préparé par certains procédés, contient tout le fer du sang, n'est pas d'une composition constante. M. Lecann propose le procédé suivant pour extraire l'hématosine : On dépouille le sang de la fibrine en le battant avec des baguettes ; on y verse de l'acide sulfurique qui coagule l'albumine ; le précipité entraîne avec lui un peu d'acide sulfurique et la matière colorante ; on le presse entre deux linges, pour enlever l'excès d'acide sulfurique et d'eau. Le résidu brun qui reste sur le linge est traité par l'alcool, qui dissout la matière colorante, chargée de matière grasse, d'acide sulfurique et d'alcool. La dissolution alcoolique est traitée par l'ammoniaque, qui sature l'acide sulfurique restant, puis soumise à l'évaporation ; le résidu est traité par l'éther, qui dissout la matière grasse, et par l'eau, qui dissout le sulfate d'ammoniaque ; il reste l'hématosine, insoluble dans l'alcool, dans l'eau et l'éther. La matière ainsi obtenue contient environ à pour cent de fer.

Il résulte des recherches de M. Gondover que la matière colorante du sang peut être obtenue exempte de fer. L'hématosine ($C^{44} H^{22} N^3 O^6 Fe$), préparée d'après la méthode de Sanson, ne perd pas tout son fer, même après une digestion de plusieurs jours dans l'acide chlorhydrique ou l'acide sulfurique étendu. A l'effet d'enlever tout le fer, l'hématosine est traitée par l'acide sulfurique concentré, et conservée pendant plusieurs jours

dans des flacons fermés. Par l'addition de l'eau, il se dégage des bulles d'hydrogène, ce qui prouve que l'hématosine contient le fer dans un état qui sollicite l'oxydation. La liqueur filtrée renferme du sulfate de fer. La matière qui reste sur le filtre est de nouveau lavée à l'eau, et desséchée à 120°. L'analyse y fait reconnaître la présence du fer. Traitée de nouveau par l'acide sulfurique, l'hématosine ne renferme plus que quelques traces de fer. M. Mulder conclut de là que l'hématosine pure doit être considérée comme un composé dans lequel n'entre point de fer, et représentée par la formule : $C^{44} H^{22} N^3 O^6$.

HÉMATOXYLINE. (Synonymes : *Principe rouge du bois de campêche* ; *Hématine*) Principe cristallin, rouge, découvert par *Chevreul* dans le bois de campêche (*Hæmatoxylon campechianum*). On l'obtient en épuisant, par l'alcool bouillant de 0,81, l'extrait aqueux du bois de campêche. L'hématoxyline pure est peu soluble dans l'eau ; elle se dissout assez bien dans l'alcool et dans l'éther. Sa dissolution donne des précipités bleus ou violets, avec la plupart des sels métalliques. *Erdmann* assigne à l'hématoxyline, séchée à 100°, la formule : $C^{50} H^{17} O^{15}$.

HÉMISPHERE. Moitié d'une sphère ou d'un globe divisé par le centre, dans le plan d'un de ses grands cercles.

HÉPAR. Voyez FOIE.

HEPTACHLORATES. Voyez PERCHLORATES.

HERMÉTIQUEMENT. Ce mot, qui est synonyme d'*exactement*, a été emprunté au langage des alchimistes, qui regardaient *Hermès* ou le *Thaot* des Égyptiens comme l'inventeur de tous les arts, et surtout de la chimie. Un vase *hermétiquement* fermé est un vase parfaitement fermé, et de manière que l'air n'y pénètre pas.

HESPÉRIDE. Matière cristalline, blanche, découverte, en 1822, par *Lebreton*, dans l'enveloppe blanche et spongieuse des oranges et des citrons. Pour l'obtenir, on traite cette enveloppe par l'eau bouillante, on sature l'extrait aqueux par du lait de chaux, et on évapore à siccité ; le résidu est repris par l'alcool, et la liqueur alcoolique filtrée et évaporée. Le nouveau résidu est traité par 20 fois son poids d'eau distillée et de vinaigre ; par le repos, l'hespérine se dépose sous forme d'aiguilles blanches soyeuses. Soumise à la chaleur, elle fond en une masse résinoïde et brûle avec flamme, en répandant une odeur aromatique. Elle est insoluble dans l'eau froide et dans l'éther, plus soluble dans l'eau bouillante, et très-soluble dans l'alcool. Composition inconnue.

HÉTÉROGÈNE. (De ἕτερος, autre, et γένος, genre.) Épithète que l'on donne aux corps dont les parties sont différentes les unes des autres, soit par leur nature, soit par leur densité ou leurs propriétés. On appelle *molecules hétérogènes* ou *constituantes*, les ato-

mes de corps simples, séparés de leurs combinaisons par des moyens chimiques.

HÉTÉROMORPHIE *Ποικίλ. D. MORPHIE.*

HÉTÉROSCIENS. Nom que l'on donne aux peuples de la terre qui habitent les deux zones tempérées, entre les tropiques et les cercles polaires. Ces peuples ont pendant toute l'année leur ombre méridienne tournée vers le pôle, qui est élevé sur l'horizon; de sorte que ceux de la zone tempérée septentrionale ont leur ombre à midi tournée vers le pôle arctique, et ceux de la zone tempérée méridionale ont leur ombre méridienne tournée vers le pôle antarctique.

HIPPURIQUE (Acide). Cet acide a été découvert par *Fouroy* et *Fanquelin* dans l'urine de cheval. Mais ils le prirent d'abord pour de l'acide benzoïque, parce qu'il se forme en effet beaucoup d'acide benzoïque par les moyens que ces chimistes avaient mis en usage pour débarrasser l'acide hippurique, de toute matière colorante. M. Liebig fit plus tard connaître cet acide comme un acide particulier. Pour préparer l'acide hippurique on évapore doucement de l'urine fraîche de cheval ou de vache; on l'acidule par de l'acide chlorhydrique, et on l'abandonne au repos; l'acide hippurique cristallise en prismes à quatre pans terminés par des sommets dièdres; on décolore ces cristaux avec du charbon animal. L'acide hippurique se décompose par la chaleur en acide benzoïque et en benzoate d'ammoniaque, qui distillent sous forme de gouttelettes rouges en répandant une odeur agréable, analogue à celle de la fève de tonka. Il est changé immédiatement en acide benzoïque par l'action de l'acide nitrique. Le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique produisent le même changement à l'aide de la chaleur; il se dégage en même temps de l'acide carbonique et de l'ammoniaque. L'acide hippurique, très-peu soluble dans l'eau froide et dans l'éther, se dissout très-bien dans l'eau bouillante et dans l'alcool. Il existe à l'état d'hippurate de soude ou d'ammoniaque, dans l'urine fraîche du cheval et des ruminants. Dans quelques cas de maladies particulières, telles que les névroses (la chorée), l'urine des femmes contient une quantité considérable d'acide hippurique (5 à 4 pour cent), ainsi que le démontrent les observations récentes de M. *Peltenkofer* (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, octobre 1841). Dans l'urine putréfiée, l'acide hippurique se trouve transformé en acide benzoïque. L'acide hippurique est un acide azoté, et s'exprime par la formule : $C^{12}H^5NO^5 + HO$.

HIRACIQUE (Acide). Acide découvert par *Chevreul* dans la graisse de bouc; de là son nom (de *hircus*, bouc). Pour l'obtenir, on saponifie la graisse de bouc, on distille la liqueur acide qui s'en sépare, et on sature par de la baryte le produit aqueux de la distillation; après avoir évaporé à siccité, on décompose le sel sec par l'acide sulfurique étendu; l'acide hircique vient alors surnager sous forme hui-

leuse. Cet acide ne se solidifie pas à 0°, exhale une odeur de bouc très-prononcée, et forme avec la baryte et la potasse des *hircates* solubles. Composition inconnue.

HOMOGÈNE. (De *ὁμοῦς*, ensemble et *γένος*, genre) Épithète que l'on donne aux corps dont toutes les parties sont de même espèce, de même nature, de même densité, et qui ont les mêmes propriétés. Dans un sens plus restreint, on appelle *homogènes* ou *intégrantes*, les molécules obtenues par voie de division mécanique, parce que chaque parcelle de matière est de même composition que la totalité de la masse.

HORAPTÈRE. Ligne droite tirée par le point de concours des deux axes optiques, et qui est parallèle à la ligne tirée du centre d'un œil au centre de l'autre; ce n'est que lorsque les objets fixés par la vue sont placés dans l'*horaptère*, qu'on peut les voir bien distinctement; cette ligne peut donc être regardée comme la limite de la vision distincte. Lorsque les objets sont hors de l'*horaptère*, ils paraissent doubles.

HORIZON. On distingue l'*horizon* en *horizon rationnel* et en *horizon sensible*. L'*horizon rationnel* est celui qui divise la terre et le ciel en deux hémisphères égaux, l'un supérieur et l'autre inférieur, et dont le centre est le même que le centre de la terre. L'*horizon sensible* est celui qui borne notre vue, et qu'on peut concevoir comme un plan parallèle au plan de l'*horizon rationnel*, et qui partage la terre et le ciel en deux parties inégales, dont la supérieure est la plus petite.

HOUILLE. (*Charbon de terre.*) Matière organique (végétale) qui s'est carbonisée au sein de la terre, par suite d'une décomposition lente. On remarque souvent dans la houille, dont le gisement appartient aux terrains secondaires, des empreintes de végétaux antédiluviens. Soumise à la distillation sèche, la houille donne des mélanges gazeux, dont la nature et la proportion varient suivant la température qui a été employée. À une température moyenne, le mélange gazeux qu'on obtient ainsi se compose d'hydrogène bicarboné, d'hydrogène sulfuré, d'hydrogène et d'hydrogène proto-carboné. Tous ces gaz, sauf le dernier, sont très-inflammables. C'est ce qui a fait employer la houille dans la fabrication du gaz d'éclairage. En opérant à une température trop élevée, on obtient un mélange gazeux très-peu propre à l'éclairage. Le même inconvenient se présente en opérant à une température trop basse. Les houilles employées pour la fabrication du gaz d'éclairage sont de qualités fort différentes. *Richardson* et *Thomson* (*Philosophical magazine*, année 1841) ont fait récemment l'analyse de plusieurs variétés de houille d'Angleterre; indépendamment des cendres, ils leur ont trouvées des proportions différentes de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène. Résultats ana-

lytiques de différentes espèces de houilles :

Caking	C ¹²⁷ H ⁵³ NO ⁴
Cherry	C ¹²¹ H ⁴⁶ NO ⁹
Splint	C ¹²⁰ H ⁴⁵ NO ¹⁰
Skaterigg	C ¹⁰² H ⁴³ NO ¹⁵
Lesmahagow	C ¹¹⁰ H ⁵⁹ NO ¹⁴
Monkland	C ¹¹² H ⁵³ NO ¹⁸

On voit, d'après ce tableau, que la proportion d'oxygène augmente en raison inverse de la proportion de carbone. Le charbon de Newcastle (Caking, Cherry), qui renferme plus de carbone et moins d'oxygène que le charbon de Monkland, fournit aussi un gaz beaucoup moins éclairant que le dernier. Les gaz d'éclairage sont classés suivant leur qualité : le gaz est d'autant meilleur, que la proportion d'hydrogène protocarbéné qui s'y trouve est plus faible, et que celle de l'hydrogène bicarbéné est plus forte.

HUILE DU GAZ OLÉFIANT. Voyez HYDROGÈNE DICARBONÉ.

HUILES ESSENTIELLES. Voyez ESSENCES.

HUILES GRASSES. (*Corps gras neutres.*)

Produits naturels insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool et l'éther; composés d'un ou de plusieurs acides organiques et de la glycérine, et contenus en général dans le tissu cellulaire des animaux et dans certaines parties des fruits des végétaux. Les huiles grasses se distinguent des huiles essentielles par une série de propriétés particulières. Elles sont saponifiables par les alcalis. Dans cette action, parfaitement éclaircie par M. Chevreul, l'alcali (potasse, soude, ammoniaque, oxyde de plomb, chaux, etc.) se substitue à la glycérine en se combinant avec l'acide gras naturellement contenu dans l'huile employée. Ces acides gras sont le plus ordinairement l'acide stéarique, l'acide margarine et l'acide oléique, en proportions très-variables. L'oléate de glycérine prédomine dans les huiles grasses, tandis que les corps gras, solides à la température ordinaire, sont plus riches en stéarate et en margarate de glycérine. L'oléate, le stéarate et le margarate de glycérine, sont appelés, par abréviation, *oléine*, *stéarine*, *margarine*. Les mélanges d'huile grasse et de graisse solide constituent les *beurres*.

Les corps gras liquides ou solides sont, pour la plupart, sans odeur. Le beurre ordinaire, la graisse de boue et d'huile de poisson doivent leur odeur à des acides volatils (acides butyrique, hircique, phocénique), combinés avec la glycérine. Les huiles grasses sont, pour ainsi dire, les eaux-mères de principes gras, solides et cristallisables. Par l'action d'un froid intense, les huiles se solidifient; en les exprimant alors entre des doubles de papier, on les débarrasse d'une grande quantité d'oléine liquide, et on obtient ainsi mécaniquement les principes cristallisables (stéarine, margarine), qui restent solides à la température ordinaire. Ces derniers fondent à des degrés de chaleur différents, suivant qu'ils renferment de l'oléine à l'état de simple mé-

lange, ou à l'état de combinaison chimique.

Les huiles grasses se comportent différemment, sous l'influence d'une très-petite quantité d'acide hyponitrique ou de nitrate de protoxyde de cuivre: les unes ne s'épaississent pas par l'action de ces corps, les autres s'épaississent, au contraire, en se transformant en *claudine* (*Boudet*). Les premières ont reçu le nom d'*huiles siccatives*, et les dernières le nom d'*huiles non siccatives*.

Les huiles siccatives ont la propriété de s'oxyder rapidement à l'air, en donnant naissance à des combinaisons particulières, solides, poisseuses et transparentes (*verniss*). Cette transformation est accompagnée d'un faible dégagement d'acide carbonique. Le *rancissement* de ces huiles provient de la décomposition de fragments de tissu cellulaire, d'albumine ou de mucilage, qui s'y trouvent accidentellement. Ces substances étrangères agissent comme des ferments; et les produits de décomposition qui prennent naissance sont formés en grande partie aux dépens de la glycérine et de l'oxygène de l'air. L'oléine, la stéarine et la margarine pure ne rancissent pas. Les huiles siccatives existent toutes formées dans les graines des plantes, d'où on les extrait par une simple pression mécanique. Elles sont en général jaunâtres, et moins grasses au toucher que les huiles non siccatives. Leur propriété de se dessécher à l'air les a fait employer dans la fabrication des vernis de peinture et de l'encre d'imprimerie. On s'en sert aussi comme aliment et comme moyen d'éclairage.

La chaleur fait éprouver aux huiles grasses une décomposition caractéristique. Elles bouillent en général à une température de 500 à 600°, en dégageant un corps volatil qui irrite vivement les yeux et les organes respiratoires. C'est le corps que Berzelius a nommé *acroléine* (voyez ce mot). En même temps, les huiles se colorent par l'ébullition et s'épaississent; les huiles siccatives, perlant alors leur solubilité dans l'alcool et dans l'éther, s'altèrent bien plus rapidement à l'air. Par le refroidissement, elles déposent souvent une certaine quantité de lenc acide cristallisable. A une température supérieure à celle du plomb fondu, les huiles s'altèrent complètement: il se développe des gaz inflammables, de l'acide carbonique et de l'acroléine. Les produits de décomposition varient suivant la durée de l'opération. L'acide oléique donne naissance à de l'acide sebacique; et l'acroléine se forme aux dépens de la glycérine. Les produits inflammables sont diverses espèces de carbures d'hydrogène composant le gaz d'éclairage.

Quant à l'action des alcalis sur les huiles grasses, voyez SAVON.

Les principales huiles siccatives sont: l'huile de lin, extraite des semences du *Linum usitatissimum*; elle se solidifie entre 16 et 20°, et renferme, en 100 parties, 76,01 de carbone, 10,37 d'hydrogène et 12,64 d'oxygène. — *Huile*

de *chèneris*; elle s'extrait des graines du *Cannabis sativa*, et se solidifie à -27° . — *Huile de noix*; elle se retire des fruits du *Juglans regia*, et se solidifie à -26° . — *Huile d'aillet*, provenant du *Papaver somniferum*. — *Huile de croton*, extraite des semences du *Croton tiglium*. — *Huile de poisson*, provenant de quelques espèces de cétacés; son odeur particulière est due à l'acide phocénique. — *L'huile de foie de morue* s'extrait du foie de quelques espèces de *gadus* (*G. morrhua*, *G. molva*, *G. callarius*); elle contient une certaine quantité d'iode.

Les huiles non siccatives sont d'un usage journalier dans l'économie domestique. On les purifie, en les agitant avec 1 ou 2 centièmes de leur poids d'acide sulfurique concentré. On enlève l'acide sulfurique en mélangeant l'huile avec un quart de son volume d'eau chaude, ou avec un peu de lait de chaux. L'huile ainsi purifiée est moins colorée, plus fluide, et brûle avec une flamme plus éclairante. L'huile rancie et acide recouvre ses propriétés primitives par l'addition du carbonate de soude pulvérisé.

Les principales huiles non siccatives sont : l'*huile d'olive*, extraite des fruits de l'*Olea europaea*; elle se solidifie à quelques degrés au-dessous de zéro, en déposant une substance cristalline fusible à 20° . L'huile d'olive est souvent falsifiée avec l'huile d'aillet. On reconnaît cette fraude au moyen de l'acide hypozotique, qui solidifie l'huile d'olive en la transformant en élaidine. — *Huile d'amandes*, extraite des amandes de diverses espèces d'*Amygdalus*. A -21° , elle dépose une stéarine fusible à 7° . Elle donne avec les alcalis des savons mous. — *Huile de fougère*, provenant de la racine de l'*Aspidium filix mas*; à 0° , elle prend la consistance du beurre. — *Huile d'œuf*; elle s'extrait du jaune d'œuf; elle est épaisse, d'une odeur suave, et se rancit très-rapidement. — *Huile de ricin*, extraite des graines du *Ricinus communis*; elle se rancit promptement, en prenant une saveur très-âcre. Les principes gras qu'elle renferme diffèrent de ceux contenus dans les autres huiles. L'huile de ricin, agitée avec son volume d'alcool absolu, se dissout en totalité; elle laisse un résidu, si elle a été falsifiée avec une autre huile. La magnésie lui fait perdre son âcreté. C'est une des huiles grasses les plus oxygénées. Elle se compose, suivant Saussure, de 71,18 carbone, 11,05 hydrogène et 14,79 oxygène.

Toutes les huiles prises intérieurement agissent comme des purgatifs. Cette action purgative varie singulièrement pour chaque espèce. Les huiles qui agissent comme des purgatifs très-énergiques sont l'huile de croton, l'huile épurée et l'huile de ricin. — Appliquées sur la peau, elles arrêtent la transpiration. C'est ce qui expliquerait l'usage qu'en faisaient les athlètes anciens, qui, avant d'entrer dans l'arène, avaient soin de se frotter d'huile, non-seulement pour rendre leurs membres plus

souples, mais pour empêcher une transpiration trop incommode.

HUILE DE VITRIOL. Voyez SULFURIQUE (Acide).

HUMINE. Voyez HUMUS.

HUMIQUE (Acide). Voyez HUMUS.

HUMUS. Le terreau, le bois pourri, la tourbe, les lignites, traités par les alcalis, donnent des solutions brunâtres, d'où les acides minéraux précipitent des flocons bruns, souvent gélatineux. Ces flocons, récemment obtenus, se dissolvent dans l'eau distillée; mais, desséchés, ils ne s'y dissolvent plus. Ces solutions alcalines ou aqueuses s'altèrent à l'air, dont elles absorbent l'oxygène et forment un dépôt noir; l'eau renferme de l'acide carbonique libre. Le précipité qu'on obtient en ajoutant un acide minéral au *digestum* alcalin du bois pourri, neutralise les bases, et se comporte en général comme un acide. Ce précipité a reçu plusieurs noms : *acide ulmique*, *acide crénique*, *sacchulmine*, *acide sacchulmique*, *ulmine*, *humus*, *acide humique*, *humine*, *gêine*, *acide gèique*. Cette matière est-elle un produit de décomposition, ou existe-t-elle toute formée dans les débris végétaux? cette question est encore controversée.

M. Mulder a fait une étude particulière des principes de l'*humus* (terre végétale). Nous extrairons les points essentiels de son dernier travail (*Journal für prakt. Chemie*, année 1844). Tous les principes jusqu'à présent connus de la terre végétale (les acides gèique, ulmique, humique, crénique, apoérénique, etc.) sont, d'après M. Mulder, des corps non azotés, combinés ou susceptibles d'être combinés avec l'ammoniaque et d'autres bases. Le bois pourri renferme, dès le commencement de la putréfaction, de l'acide ulmique, de l'acide crénique et de l'acide apoérénique. L'acide crénique n'existe donc que dans les couches inférieures de la matière putrescible, là où l'air n'a point d'accès.

S'il est vrai que l'acide humique et l'humine proviennent du ligneux, il faut admettre qu'il se forme d'abord de l'acide ulmique et de l'ulmine, et que ces deux corps se transforment, sous l'influence oxydante de l'air, en acide humique et humine. L'acide gèique provient, à son tour, de l'influence oxydante de l'air.

Dans la fermentation putride des principes végétaux indifférents, tels que le ligneux, l'amidon, la gomme, le sucre, et dans leur transformation en humine, en ulmine, en acides ulmique, humique, crénique et apoérénique, il y a toujours de l'hydrogène mis en liberté. Que devient cet hydrogène? M. Liebig répond que cet hydrogène, ainsi que le carbone des plantes, se combine avec l'oxygène de l'air pour former de l'eau et de l'acide carbonique. Selon M. Mulder, cet hydrogène se combine avec l'azote de l'air, contenu dans la terre végétale; pour former de l'ammoniaque, qui, par une oxydation prolongée, se change en acide nitrique et en eau.

HYACINTHE. Pierre précieuse, de couleur orange. Sa forme cristalline est un prisme tétraèdre rectangle ou à 4 pans hexagones, terminé, à chacune de ses extrémités, par un sommet à 4 faces rhombes, qui répondent aux arêtes du prisme. La dureté de l'hyacinthe est à peu près égale à celle du cristal de roche. Sa densité est 3,687. L'alumine, la silice, le carbonate de chaux et le fer, sont les principaux éléments de sa composition.

HYDARGYRE. Voyez MERCURE.

HYDRATE DE PHOSPHORE. Voyez PHOSPHORE (Oxyde).

HYDRAULIQUE. Science qui a pour objet le mouvement des liquides. Ses principes découlent de ceux de l'*hydrostatique* (voyez ce mot), qui traite de l'équilibre des fluides en repos : en détruisant cet équilibre on obtient un mouvement, et c'est là le point de départ de l'*hydrodynamique*. L'*hydraulique* (de ὑδωρ, eau, et ἀλλή, tuyau) traite plus particulièrement de la conduite et de l'élévation des eaux, et des machines propres à cet effet. *Héron* d'Alexandrie est le premier qui ait parlé des machines hydrauliques.

HYDRAULIQUE (Presse). Voyez PRESSE hydraulique.

HYDRIDIQUE (Acide). Voyez IODHYDRIQUE (Acide).

HYDROBENZAMIDE. Principe cristallin, fusible à 110°, obtenu par M. *Laurent* en chauffant de 40° à 30° un mélange de 1 volume d'hydrure de benzoïle et de 20 volumes d'ammoniaque caustique. Il a la même composition que la *benzhydramide*.

HYDROBENZOÏNAMIDE. (*Benzoinamide.*) Ce corps, qui a la même composition que l'*hydrobenzamide*, s'obtient en chauffant doucement un mélange de benzoïle et d'ammoniaque. (*Laurent*).

HYDROCHLORIQUE (Acide). Voyez CHLORHYDRIQUE (Acide).

HYDROCYANIQUE (Acide). Voyez CYANHYDRIQUE (Acide).

HYDRODYNAMIQUE. (De ὑδωρ, eau, et δύναμις, force). Branche de mécanique qui traite des conditions d'équilibre et du mouvement des fluides. Il y a deux conditions à remplir pour qu'un corps soit en équilibre au sein d'un fluide : il faut 1° que le poids du corps plongeant soit égal au poids du fluide déplacé ; 2° que le centre de gravité du corps et celui du fluide déplacé se trouvent sur une même verticale. (Voyez PRINCIPE D'ARCHIMÈDE, BALANCE HYDROSTATIQUE, ARÉOMÈTRE, AÉROSTAT). Il y a équilibre lorsque le corps a sensiblement la même densité que le liquide dans lequel il est plongé. Un morceau de cire, qui a presque la même densité que l'eau, se maintient suspendu au milieu de ce liquide ; il nage sur le mercure et tombe au fond de l'alcool. Un poisson reste en équilibre dans l'eau, parce qu'il pèse exactement autant que l'eau qu'il déplace ; il pèse un kilogramme, s'il déplace 1 litre, etc. La vessie natatoire dont les

poissons sont munis est une espèce de lest qui permet à ces animaux de se tenir en équilibre à diverses profondeurs. Placée immédiatement au-dessous de la colonne vertébrale, elle est disposée de manière que le centre de gravité est plus bas que le centre de pression ; ce qui est une condition d'équilibre. D'après les observations de M. *Biot*, la vessie natatoire des poissons vivant à une très petite profondeur est remplie d'azote presque pur, gaz beaucoup plus léger que l'air atmosphérique ; tandis que, pour les poissons qui vivent à des profondeurs de 1000 à 1200 mètres, elle ne contient presque que de l'oxygène (0,9 d'oxygène et 0,1 d'azote), gaz plus lourd que l'air atmosphérique. Chez les mammifères qui nagent ou plongent dans l'eau, les poumons gonflés d'air peuvent remplir momentanément l'office d'une vessie natatoire.

Les parois des vases renfermant un liquide supportent deux pressions opposées : l'une s'exerce de dedans en dehors ; c'est la somme des pressions dues à la colonne liquide qui s'élève au-dessus du point de la paroi indiquée, et au poids que cette colonne elle-même peut supporter à son sommet ; l'autre s'exerce de dehors en dedans ; c'est la pression atmosphérique, ou celle du milieu qui entoure le vase. (Voyez THÉORÈME DE TORICELLI.) L'air réunit les principaux objets se rapportant à l'hydrodynamique, voyez SIPHON, TOURNAQUET HYDRAULIQUE, JETS D'EAU, VASES COMMUNIQUANT, POMPE ASPIRANTE, PRESSE HYDRAULIQUE.

HYDRO-FLUO-SILICIQUE (Acide). (Synonymes : *Hydro-phthoro silicique ; Fluorure ou phthorure double d'hydrogène et de silicium.*) Cet acide est liquide, inodore, et d'une saveur fortement acide. Il forme avec les oxybases, et particulièrement avec les alcaïdes, des fluorures doubles de silicium et de la base employée. Ces fluorures doubles sont, en général, très-peu solubles. Avec la potasse et les sels de potasse, il donne un précipité gélatineux qui se compose de 2 équivalents de fluorure de potassium et de 1 équivalent de fluorure de silicium. Avec la soude, il n'y a pas de précipité, le fluorure double de sodium et de silicium étant soluble. Ces précipités (fluorures doubles) sont analogues aux précipités produits par le cyanoferrure de potassium. Dans ces derniers, le cyanure de potassium (2 équiv.) constitue l'élément mobile, c'est-à-dire, l'élément qui est remplacé par la base qu'on précipite ; tandis que le cyanure de fer (1 équ.) constitue l'élément immobile, qui se retrouve dans tous les précipités formés par le cyanoferrure de potassium. Il en est tout à fait de même des précipités formés par le fluorure double d'hydrogène et de silicium. Le fluorure de silicium constitue l'élément immobile, et le fluorure d'hydrogène, l'élément mobile.

On l'obtient en faisant arriver le gaz acide fluorhydrique dans l'eau. Celle-ci est décomposée : il se produit de l'acide silicique (silice)

et de l'acide fluorhydrique. Afin que la silice qui se produit ne bouche pas le tube par lequel se dégage l'acide fluorhydrique, il faut faire plonger ce tube dans une couche de mercure maintenue sous l'eau. Chaque bulle qui s'élève s'entoure, à la surface de l'eau, d'une pellicule mince de silice; et, à la fin de l'opération, toute l'eau se trouve convertie en une masse gélatineuse qu'on sépare par le filtre. Le liquide qui passe est l'acide hydro-fluo-silicique; la silice reste sur le filtre.

Formule: $F^3 Si H$ ou $F^6 Si H^2$ (atomes.) = 1 éq. d'acide hydro-fluosilicique. L'acide hydro-fluo-silicique est un bon réactif des sels de potasse.

HYDROGÈNE. (De ὕδωρ, eau, et γίγνομαι, je deviens). Synonymes: *Air inflammable; Gaz inflammable.*

L'hydrogène est un gaz incolore, insipide et inodore. Une pression de 100 atmosphères, et un abaissement de température de 100°, ne le font pas changer d'état. L'hydrogène est le plus léger de tous les gaz connus. Sa densité est 0,0693; il pèse environ 14,353 moins que l'air. Son pouvoir réfringent est 0,170, celui de l'air étant 1. L'hydrogène est, de tous les corps simples non métalliques, le plus électro-positif. Il est très-peu soluble dans l'eau. 100 litres d'eau ne dissolvent que 1 1/2 litre d'hydrogène; ou (en poids) 1 kilogramme d'eau dissout 0, kilog. 000,001 d'hydrogène.

L'hydrogène se combine directement avec le chlore, le brome, l'iode et le fluor. Il en résulte des acides de composition analogue. Un mélange de gaz chlore et d'hydrogène, à volumes égaux (dans un ballon de verre), peut être conservé indéfiniment dans l'obscurité, sans que ces deux gaz, qui pourtant ont une grande affinité l'un pour l'autre, se combinent entre eux. Mais, dès qu'on y fait arriver un rayon de soleil, la combinaison s'opère brusquement, avec explosion, sans que le volume du mélange soit changé. A la lumière diffuse du soleil, la combinaison s'effectue également, mais lentement et sans explosion. L'hydrogène se combine avec l'oxygène, à l'aide de l'électricité; il y a détonation et formation d'eau. Pour que la combinaison des deux gaz qui forment le mélange explosif soit complète, il ne faut pas dépasser certaines proportions (Gay-Lussac et Humboldt). Quand on dépasse la proportion de 1 : 8, l'étincelle électrique n'a plus d'action sur le mélange explosif. Les boules de platine de M. Doebereiner (faites avec une partie de noir de platine et 4 parties d'argile), portées à l'extrémité d'un fil de platine ou de fer, dans un mélange explosif, produisent une combinaison complète, quelles que soient les proportions des deux gaz. Cette combinaison s'opère graduellement et sans explosion. Les boules de platine pourront remplacer avec avantage l'emploi de l'électrophore et de l'étincelle électrique. Le platine en éponge, sur lequel on fait arriver un courant d'hydrogène,

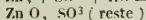
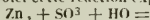
devient incandescant au bout de quelques instants. Il y a formation d'eau aux dépens de l'oxygène de l'air. C'est de ce fait que M. Doebereiner a déduit l'heureux emploi des boules de platine dont nous venons de parler. Le rhodium, l'iridium, le palladium, et probablement d'autres métaux encore, ont, à cet égard, la même propriété que le platine. Quand on fait passer un mélange explosif (1 vol. d'oxygène, 2 vol. d'hydrogène) par un tube étroit, et qu'on l'allume, la température de la flamme qui se produit est si élevée, qu'elle fait fondre en quelques instants les substances les plus réfractaires, et qu'on avait jusqu'ici regardées comme infusibles ou apyres, comme la pierre à fusil (silice) et le platine. De là, la découverte et l'emploi du chalumeau. Pour prévenir les dangers d'une explosion qui pourrait être causée par la rétrocession de la flamme, on a disposé, dans l'intérieur du tube que traverse le mélange gazeux, une grande quantité (100 à 150) de toiles métalliques très-fines, qui s'opposent à la pénétration de la flamme dans l'intérieur du réservoir. La grande légèreté, le mélange explosif que l'hydrogène produit avec l'oxygène et avec le chlore, et la propriété qu'il a de brûler à l'air avec une flamme très-pâle en donnant naissance à de l'eau, tous ces caractères suffisent pour distinguer l'hydrogène des autres corps. Quand on enveloppe la flamme pâle de l'hydrogène, produite à l'extrémité d'un tube étilé (*lampe des philosophes*), avec un large tuyau de verre, on entend une série de sons ayant beaucoup d'analogie avec les sons d'un orgue (*harmonica chimique*). Il est facile de produire successivement l'octave, la tierce majeure et la quinte, en faisant varier l'accord parfait, en élevant ou en abaissant lentement le tuyau.

L'hydrogène ne se trouve pas dans la nature à l'état de liberté. Les anciens chimistes croyaient que ce gaz existait dans les hautes régions de l'atmosphère, et que sa combinaison avec l'oxygène de l'air produisait les phénomènes de l'orage. M. Gay-Lussac, dans son voyage aérostatique, dans lequel il s'est élevé à 6,000 mètres au-dessus de la surface de la terre, n'a pas trouvé de trace de ce gaz dans les hautes régions de l'atmosphère. L'hydrogène est très-répandu à l'état de combinaison. Il existe ainsi dans l'eau, dans l'ammoniac, dans les hydracides (acide chlorhydrique, acide bromhydrique, acide iodhydrique, etc.), et dans presque toutes les substances animales et végétales.

On prépare l'hydrogène par voie humide, en faisant agir un acide fort sur un mélange de métal et d'eau. Le fer ou le zinc, une partie d'acide sulfurique concentré, auquel on ajoute 4 à 5 fois son volume d'eau, remplissent ce but. A peine ces trois substances sont-elles en contact l'une avec l'autre, que la température s'élève, et que l'hydrogène se dégage avec effervescence. Dans cette action, l'eau (HO) est décomposée. L'oxygène de celle-ci se porte,

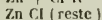
sur le zinc (Zn) pour former de l'oxyde de zinc (ZnO), et celui-ci se combine avec l'acide sulfurique (SO³) pour former du sulfate de zinc (vitriol blanc), qui reste dissous dans une partie d'eau non décomposée, où il cristallise par refroidissement. L'hydrogène de l'eau ainsi décomposée, ne rencontrant aucun corps avec lequel il puisse se combiner, s'échappe par un tube recourbé adapté à un flacon, pour se rendre dans une éprouvette remplie d'eau.

Voici cette réaction exprimée en formules :



H (se dégage.)

Si à la place de l'acide sulfurique on se sert d'un hydracide, tel que l'acide chlorhydrique, on obtient également un dégagement d'hydrogène. Mais celui-ci provient alors non de l'eau, mais de l'acide décomposé :



H (se dégage.)

On prépare l'hydrogène par voie sèche, en faisant passer des vapeurs d'eau à travers un tube de porcelaine contenant des fils de fer chauffés au rouge. L'eau en vapeur se décompose à mesure qu'elle arrive sur le fer incandescent. L'oxygène de l'eau se porte sur le fer pour l'oxyder, et l'hydrogène se dégage. On constate dans cette expérience que le volume d'hydrogène qui se dégage est égal au volume de la vapeur d'eau décomposée. L'eau décomposée au moyen de la pile, donne de l'hydrogène au pôle négatif.

Formule de l'hydrogène H ou H² (atomes) = 12,18. On emploie l'hydrogène dans l'analyse de l'air. Mêlé avec l'oxygène, il sert à produire, par sa combustion, la température la plus élevée que l'on connaisse. On se sert de l'hydrogène, à cause de sa légèreté, pour gonfler les ballons aérostatiques.

HYDROGÈNE ANTIMONIÉ. Voyez ANTIMOINE.

HYDROGÈNE ARSÉNIÉ. Voyez ARSENIC.

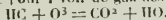
HYDROGÈNE BICARBOYÉ. (Synonymes : *Éthérine*; *Hydruve d'acétyle*; *Hydrogène deuto.*) carboné; *Bicarbon d'hydrogène*; *Gaz oléifiant*; *Carbone dihydrique.*) L'hydrogène bicarboné est un gaz incolore, sans saveur et d'une légère odeur empyreumatique, qui tient probablement à quelque substance étrangère. Sa densité est 0,9784. La chaleur le décompose.

Il brûle avec une belle flamme jaune tirant sur le blanc. Cette flamme est très-éclairante. Sa combustion à l'air donne de l'eau et de l'acide carbonique. Mêlé avec de l'oxygène, il forme un mélange qui détone par l'approche d'une bougie (mélange explosif). L'électricité agit de même. Il paraît jouer le rôle d'une véritable base. Il peut se combiner avec 1 équiv. d'acide chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, etc., pour donner naissance à l'éther chlorhydrique, à l'éther bromhydri-

que, etc., corps qui sont tous des composés neutres. Dans ces combinaisons, 1 équivalent de l'hydrogène bicarboné représente 4 volumes de gaz, de même que l'acide chlorhydrique. Mis en contact avec le chlore gazeux, il donne naissance à un produit huileux (*liqueur des Hollandais*). Il faut faire l'expérience dans l'obscurité. A la lumière, le chlore agit de la même manière sur l'hydrogène protocarboné. Dans ce produit huileux, 1 équiv. d'hydrogène (2 vol.) est remplacé par 1 équiv. de chlore (2 vol.). L'hydrogène bicarboné ne paraît pas exister, dans la nature, à l'état de liberté. Il est le produit de l'art, et se trouve dans le gaz d'éclairage. Il se forme pendant la combustion des bouilles, des résines, des huiles, et de toutes les matières grasses. Lorsqu'on chauffe un mélange de 4 parties d'acide sulfurique et de 1 partie d'alcool, on obtient un dégagement d'hydrogène bicarboné, mêlé d'un peu d'acide carbonique, qu'on absorbe au moyen de la potasse ou de la chaux. Pour brûler complètement (dans l'eudiomètre) un volume d'hydrogène bicarboné, il faut employer 5 vol. d'oxygène; ce qui prouve, que l'hydrogène bicarboné se compose de 2 vol. ou 1 équiv. d'hydrogène et de 2 volumes ou 1 équiv. de vapeur de carbone, le tout condensé en un volume : HC ou H² C² = 1 volume.

Formule : H⁴ C⁴ ou H⁸ C⁸ = 4 volumes = 1 équiv. d'hydrogène bicarboné saturant 1 équiv. ou 1 vol. de gaz acide chlorhydrique (dans l'éther chlorhydrique, dont la formule est H⁴ C⁴, Cl H).

HYDROGÈNE PROTOCARBONÉ. (Synonymes : *Gaz des marais*; *Protocarbonate d'hydrogène.*) L'hydrogène protocarboné est un gaz incolore, insipide, inodore. Sa densité est 0,339. Il est très-peu soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. On ne connaît pas encore son véritable dissolvant. Il brûle avec une flamme bleuâtre, très-faible. Son indice de réfraction est 2,0927. L'hydrogène protocarboné, soumis à l'action d'une série d'étincelles électriques, double de volume, en se décomposant en hydrogène et en carbone. En contact avec l'oxygène, il détone, par l'approche d'une allumette, en produisant de l'eau et de l'acide carbonique. Pour que cette combustion soit complète, il faut employer 5 volumes d'oxygène pour 1 vol. de gaz des marais. En effet :



100 volumes de ce gaz se composent de

73,17 de carbone,

21,85 d'hydrogène.

Sa formule est = CH ou CH² = 1 volume d'hydrogène protocarboné.

Ce gaz existe, à l'état de liberté, dans la vase des marais. Lorsqu'on remue les eaux stagnantes, il se dégage sous forme de bulles qu'on peut recueillir dans des flacons remplis d'eau. Ce gaz est le produit de la putréfaction de substances organiques. Le gaz des marais se développe souvent dans les mines de charbon de terre. Mêlé à l'air atmosphérique, il

bonne naissance à un mélange qui peut faire explosion par l'approche d'une flamme. L'hydrogène protocarboné se produit aussi au commencement de la combustion des charbons humides.

L'hydrogène protocarboné ne s'obtient que difficilement à l'état de pureté dans nos laboratoires. Quand on fait passer des vapeurs d'eau sur des charbons incandescents, on recueille un mélange de gaz acide carbonique, d'oxyde de carbone, d'hydrogène et d'hydrogène protocarboné. On enlève l'acide carbonique au moyen de la chaux, et l'oxyde de carbone par le potassium. Mais il est impossible de le débarrasser complètement de l'hydrogène qui s'y trouve.

HYDROGÈNE PHOSPHORÉ. L'hydrogène phosphoré est un gaz incolore et d'une odeur alliacée. Sa densité est 1,18. L'électricité et la chaleur le décomposent en hydrogène et en phosphore. L'eau, privée d'air, dissout environ le quart de son volume de ce gaz. La dissolution aqueuse de ce gaz a une saveur désagréable, et ne luit pas dans l'obscurité. À la température de l'ébullition, le gaz se dégage sans altération. L'eau aérée le décompose partiellement en acide phosphorique et en eau. L'hydrogène phosphoré ne joue pas le rôle de base, ni celui d'acide. Au contact de l'air, il s'enflamme spontanément : de là son nom de gaz *spontanément inflammable à l'air*. Chaque bulle qui se dégage s'enflamme avec un léger bruit. La flamme, d'un jaune éclatant, est entourée d'une auréole de vapeurs blanches d'acide phosphorique. Ce gaz, conservé pendant un certain temps dans des vases bien fermés, perd la propriété de s'enflammer spontanément à l'air. Il se dépose alors souvent du phosphore sur les parois du vase ; ce qui avait fait croire à l'existence d'un gaz hydrogène phosphoré *non inflammable*, et contenant moins de phosphore que le gaz spontanément inflammable. Mais ce phosphore n'est pas du phosphore de combinaison : il a été mécaniquement entraîné par le gaz qui s'est dégagé. Ce qui le prouve, c'est qu'en faisant passer le gaz à travers un tube entouré de glace, on l'obtient pur ; il ne dépose plus de phosphore sur les parois des vases, mais il ne s'enflamme plus spontanément à l'air. Lorsqu'on chauffe dans une cornue une dissolution concentrée d'acide phosphoreux ou d'acide hypophosphoreux, on obtient également de l'hydrogène phosphoré pur ; mais celui-ci ne s'enflamme pas davantage à l'air : il ne brûle qu'au contact d'un corps en combustion. Ce gaz non inflammable a exactement la même composition que le gaz spontanément inflammable à l'air. La présence d'une quantité minime d'acide arsénieux, d'acide phosphoreux, d'alcool, d'huile essentielle de térébenthine, etc., change le gaz spontanément inflammable en gaz non spontanément inflammable à l'air. (On peut rendre spontanément inflammable le gaz qui ne l'est plus, en y faisant

passer une petite quantité d'acide hypoazotique. (*Graham.*) Après en avoir retiré la substance étrangère, le gaz n'en reste pas moins non inflammable à l'air. Ce fait donne à croire qu'il n'existe pas de corps réellement isomériques, et qu'il vaut mieux accuser, dans ces cas, l'imperfection de nos moyens d'analyse.

L'hydrogène phosphoré se produit quelquefois naturellement (*feux follets*) pendant la putréfaction des substances animales, telles que le cerveau, le sang, la laitance de carpe, etc., qui renferment des quantités notables de phosphore. Lorsqu'on fait bouillir de l'eau avec de la potasse caustique et des fragments de phosphore, on obtient le gaz hydrogène phosphoré, qu'on recueille sur le mercure ou sur l'eau privée d'air. Dans cette action, l'eau est décomposée : son oxygène forme, avec le phosphore, de l'acide hypophosphoreux qui se combine avec la potasse (hypophosphite), et l'hydrogène, en s'unissant à une autre portion de phosphore, donne naissance à l'hydrogène phosphoré. Dans cet état, ce dernier contient toujours de l'hydrogène libre, dont il est difficile de le débarrasser. Pour l'avoir pur on le prépare de la manière suivante : On fait arriver du phosphore en vapeur sur de la chaux ou de la baryte ; il se produit un mélange de phosphure de calcium ou de baryum, et de phosphate de chaux ou de baryte insolubles. Dès qu'on met ce phosphure dans l'eau, on obtient un dégagement d'hydrogène phosphoré que l'on recueille, ainsi que nous venons de le dire. On avait jusqu'ici admis au moins deux phosphures d'hydrogène, dont l'un ($\text{Ph}^2 \text{H}^4$), spontanément inflammable, avait été appelé *sesquiphosphure* ou *perphosphure* d'hydrogène, obtenu par la décomposition du phosphure de baryum ou de calcium dans l'eau ; l'autre ($\text{Ph}^2 \text{H}^6$), non spontanément inflammable, avait été appelé *hydrogène proto-phosphure*, obtenu par la décomposition des acides phosphoreux ou hypophosphoreux.

En faisant absorber l'un et l'autre gaz par le chlorure de titane ou de zinc, on obtient un produit absolument identique, qui, mis en contact avec de l'eau, ne donne que du gaz non spontanément inflammable. L'hydrogène phosphoré a été découvert par Gingembre, en 1785.

Un mémoire très-bien fait, de M. Paul Thénard, vient de répandre une nouvelle lumière sur les combinaisons du phosphore avec l'hydrogène. Il résulte des recherches de ce jeune savant qu'il existe au moins trois phosphures d'hydrogène : 1° le phosphure gazeux $\text{Ph}^2 \text{H}^4$, non spontanément inflammable ; 2° le phosphure d'hydrogène solide, découvert par M. Leverrier, qui le crut formé de $\text{Ph}^2 \text{H}$, tandis que M. Paul Thénard le représente par $\text{Ph}^2 \text{H}$; 3° le phosphure d'hydrogène liquide, ayant pour formule $\text{Ph}^2 \text{H}^3$.

HYDROGÈNE SÉLÉNIÉ. Voyez SÉLÉNHYDRIQUE (Acide).

HYDROGÈNE SULFURÉ. Voyez SULFHYDRIQUE (Acide).

HYDROGÈNE TELLURÉ. *Voyez* TELLUR-HYDRIQUE (Acide).

HYDROLÉIQUE (Acide). Acide oléagineux, obtenu par l'action de l'acide sulfurique concentré, sur l'acide oléique ou l'oléine contenue dans l'huile d'olives. Chauffé avec l'oxyde de plomb, il perd 2 équivalents d'eau. Il se compose, en 100 parties, de 75,9 de carbone, 11,8 d'hydrogène, 14,3 d'oxygène.

HYDROMARGARITIQUE (Acide). Acide gras, cristallin, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther, et fusible à 68°. Il se produit par la décomposition spontanée de la solution aqueuse d'un mélange d'acide sulfoléique et d'acide sulfomargarique. Par la distillation sèche, il se décompose en eau et en acide métamargarique. D'après M. Frémy, 100 parties d'acide hydromargaritique renferment 71,86 de carbone, 12,22 d'hydrogène, 15,92 d'oxygène.

HYDROMÈTRE. Nom que l'on donne à tout instrument qui sert à mesurer, soit la densité, soit la vitesse ou les autres propriétés de l'eau et des liquides. Celui qui sert à mesurer la densité des liquides se nomme aréomètre (*Voyez* ce mot).

HYDROPNEUMATIQUE (Cuve). (De ὑδρῶν, eau et, πνεῦμα, gaz). On donne ce nom à un vase carré en bois, intérieurement garni de plomb et rempli d'eau. Il sert à recueillir les gaz. A cet effet, on a pratiqué au-dessous de la surface du liquide des tablettes de bois, percées de trous, sur lesquelles on place les éprouvettes destinées à recevoir, au moyen de tubes recourbés, le gaz qui se dégage sous l'eau.

HYDROSÉLÉNIQUE (Acide). *Voyez* SÉLÉNYDRIQUE (Acide).

HYDROSTATIQUE. Partie de la physique ayant pour objet de déterminer les conditions d'équilibre des liquides, et les pressions qu'ils exercent sur les parois des vases qui les renferment. Les liquides, comme tous les corps matériels, sont soumis aux lois de la pesanteur; mais l'absence de cohésion place les molécules des liquides dans des conditions spéciales, d'où découlent plusieurs principes féconds en résultats.

Les liquides transmettent également et dans tous les sens la pression qu'on exerce à leur surface. C'est un axiome qui n'a pas besoin d'être démontré. La pression se transmet de haut en bas sur les surfaces horizontales, sans rien perdre de sa force; elle est égale en chaque point; elle est proportionnelle à l'étendue de la surface. Aux pressions qu'on exerce sur un liquide, il faut ajouter celles que la pesanteur exerce sur chaque molécule.

Pour qu'un liquide soit en équilibre, il faut 1° que la couche supérieure forme une surface perpendiculaire à la force qui sollicite les molécules du liquide, et que 2° chaque molécule éprouve dans tous les sens des pressions égales et contraires. La force centrifuge qui résulte du mouvement de rotation de la

terre, ainsi que les montagnes, dont la masse est capable de dévier le fil de plomb, peuvent aussi dévier la surface des eaux de sa forme régulière. Il en est de même de la force capillaire.

La pression de haut en bas qu'un liquide exerce sur le fond du vase qui le contient est tout à fait indépendante de la forme du vase; elle est toujours égale au poids d'une colonne de même liquide ayant pour base le fond du vase, et pour hauteur la hauteur du niveau. Mais ce n'est pas seulement sur le fond des vases que s'exercent les pressions verticales des liquides; en vertu du principe d'égalité de pression, elles s'exercent encore sur tous les points de l'intérieur de la masse, et se communiquent de toutes parts. C'est pourquoi les vaisseaux, ayant un grand tirant d'eau, doivent avoir une quille très-solide, pour résister aux pressions de bas en haut qui s'exercent sur le fond du navire. Les anneaux qui peuplent les profondeurs des mers doivent ainsi supporter des pressions énormes.

La pression que supporte une paroi latérale est égale au poids d'une colonne liquide qui aurait pour hauteur verticale la profondeur du centre de gravité de la paroi au-dessus du niveau, et pour base horizontale une surface égale à la paroi elle-même. Les pressions latérales se déduisent du principe d'égalité de pression.

En désignant par s une surface pressée par une colonne liquide de h hauteur, de d densité, et en représentant par π le poids de l'unité de volume d'eau, par p la pression totale exercée sur la surface s , on a :

$$p = s \times h \times \pi \times d.$$

Pour exprimer s et h , il faut avoir soin de se servir de la même unité de longueur; la valeur π se déduit de l'unité de longueur que l'on a adoptée; en choisissant le kilogramme pour unité de poids, on a $\pi = 1$ k, ou $\pi = 0,001$, ou $\pi = 1000$ k, suivant que l'unité de longueur est le diamètre, le centimètre ou le mètre. On exprime donc par la formule générale : $\frac{p}{s} = h \cdot \pi \cdot d$, la pression supportée par l'unité de surface.

HYDROSULFURIQUE (Acide). *Voyez* SULF-HYDRIQUE (Acide).

HYDRURE. Dénomination générale appliquée à la combinaison de l'hydrogène avec un autre corps. Ainsi on dit quelquefois *hydrure d'arsenic*, *hydrure d'antimoine*, au lieu d'*hydrogène arsénicé*, *hydrogène antimonié*.

HYDRURE D'ACÉTYLE. *Voyez* HYDROGÈNE BICARBONÉ.

HYDRURE D'AMMONIAC. Synonyme d'AMMONIACQUE. (*Voyez* ce mot).

HYDRURE D'ANTIMOINE. *Voyez* ANTIMOINE.

HYDRURE DE BENZOÏLE. *Voyez* ESSENCE D'AMANDES AMÈRES.

HYDRURE DE CINNAMYLE. *Voyez* ESSENCE DE CANNELLE.

HYDRURE DE SALICYLE. Voyez SALICYLEUX (Acide).

HYDRURE DE SULFOBENZOÏLE. Corps blanc, pulvéulent, obtenu par M. Laurent en dissolvant 1 vol. d'essence d'amandes amères dans 8 à 10 vol. d'alcool, et en y ajoutant peu à peu 1 vol. de sulfure d'ammonium. Il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, et communique aux doigts une odeur d'ail persistante.

HYÉTOMÈTRE. Instrument destiné à évaluer la quantité de pluie qui tombe dans un temps donné. Cet instrument consiste en un grand vase carré ou cylindrique en verre ou faïence, que l'on expose à la pluie tombant immédiatement du nuage. Dès que la pluie cesse, on a soin de mesurer exactement la hauteur de l'eau dans le vase. Si cette hauteur est, par exemple, de 3 millimètres, on conclut que dans les environs il est tombé 3 millimètres d'eau, c'est-à-dire que si toute l'eau qui est tombée était demeurée sur la surface de la terre sans s'y insinuer et sans s'évaporer, il se trouverait sur cette surface 3 millimètres d'épaisseur d'eau. Pour prévenir l'évaporation, qui pourrait être une cause d'erreur, on couvre le vase d'une espèce d'entonnoir dont l'ouverture est égale à celle du vase, et qui se termine par un tuyau d'un très-petit diamètre, par où l'eau coule dans l'intérieur du vase. La quantité de vapeur d'eau qui s'échappe par ce tuyau est si petite, qu'on peut la négliger. Au fond du vase est adapté un robinet, par lequel on laisse s'écouler l'eau dans un vase gradué, pour en évaluer la quantité en litres.

HYGROMÈTRE. (De *ὕγρον*, humide, et *μέτρον*, mesure.) Instrument destiné à marquer les degrés d'humidité de l'air. Tous les corps qui, en absorbant l'humidité de l'air, changent de forme, de poids ou de volume, peuvent servir à la construction d'un hygromètre. Aussi ces corps, tels que les cordes tendues, les cheveux, le chlorure de cal-

cium, la potasse, etc., sont-ils appelés *hygrométriques* ou *hygroscopiques*. On a imaginé plusieurs espèces d'hygromètres : les uns agissent par condensation, les autres par absorption, d'autres enfin par simple évaporation. Un des plus anciens hygromètres se voyait, il y a environ cinquante ans, sous une des portes du vieux Louvre : il consistait en une corde de 3 à 4 mètres de longueur, faiblement tendue dans une position horizontale; au milieu de cette corde était fixé un fil de laiton auquel était suspendu un petit poids, servant d'index sur une échelle divisée en pouces et en lignes. — Une corde à boyau, fixée d'un côté à un point d'appui solide, et attachée par l'autre bout à une petite traverse qui se tourne à mesure que la corde se tord ou se détord, a été souvent employée comme hygromètre. Pour enjoliver ce petit appareil, on place aux extrémités de cette traverse deux petites figures : lorsque l'humidité fait tourner la corde, l'une de ces figures rentre dans une petite maisonnette, tandis que l'autre en sort, portant un petit parapluie.

Les *hygromètres à condensation* sont destinés à mesurer la tension ou la force élastique de la vapeur d'eau contenue dans l'air. Un vase contenant un liquide qui, par son évaporation, produit un refroidissement suffisant pour faire déposer, sur une laine de verre ou de métal, la vapeur d'eau sous forme de rosée, telle est la charpente d'un hygromètre à condensation (*hygromètre de Daniell*, *hygromètre à virote d'or*, *hygromètre à capsule*). Ce dernier se compose d'un thermomètre et d'une petite capsule de plaqué d'or très-mince. L'éther sulfurique versé dans la capsule refroidit, par son évaporation, tout à la fois l'éther, la capsule et le thermomètre. On observe exactement la température à l'instant où l'or se ternit (point de rosée), et on cherche dans la table la force élastique correspondante.

Table hygrométrique de la vapeur qui est contenue dans un mètre cube d'air.

TEMPÉRATURE du point de rosée.	FORCE ÉLASTIQUE correspondante.	POIDS de la vapeur.
0	5.0	5,4
1	5,4	5,7
2	5,7	6,1
3	6,1	6,5
4	6,5	6,9
5	6,9	7,3
6	7,4	7,7
7	7,9	8,2
8	8,4	8,7
9	8,9	9,2
10	9,5	9,7
11	10,1	10,3
12	10,7	10,9
13	11,4	11,6
14	12,1	12,2
15	12,8	13,0

L'hygromètre de Saussure est un hygromètre d'absorption. Il se compose d'un cheveu fixé par son extrémité supérieure à une pièce, qui peut éprouver de légers déplacements au moyen d'une vis et d'un ressort; ce cheveu, qui doit d'abord avoir été soumis à une lessive alcaline étendue (pour enlever la matière grasse), s'enroule par son extrémité inférieure sur une poulie à deux gorges, dont l'axe porte une aiguille destinée à parcourir un cadran. Dans la seconde gorge de la poulie est enroulé un fil de soie portant un petit contrepois, destiné à donner au cheveu une tension continuelle et toujours égale. Le 0° de l'échelle (*sécheresse extrême*) a été déterminé en plaçant ce petit appareil sous une cloche posée sur du chlorure de calcium ou de l'acide sulfurique concentré, qui absorbent toute l'humidité. Pour déterminer le degré 100° (*humidité extrême*), on porte l'hygromètre sous une cloche dont on a mouillé les parois avec de l'eau distillée; la cloche elle-même repose sur un plateau au fond duquel on a répandu de l'eau. Ainsi gradué, l'hygromètre à cheveu n'est propre qu'à marquer de combien l'air approche de la sécheresse extrême ou de l'humidité extrême. Comme l'humidité exerce une action certaine sur tous les corps organiques ou inorganiques, il serait important de tenir compte des indications hygrométriques dans toutes les observations physiques, chimiques, physiologiques et médicales.

HYGROSCOPE. Voyez **HYGROMÈTRE**.

HYOSCYAMINE. Alcaloïde découvert par Geiger et Hesse dans la Jusquiame (*Hyoscyamus niger*). L'hyoscyamine s'obtient à peu près par le même procédé que la *conine* (Voyez ce mot), elle cristallise en aiguilles soyeuses, et se trouve, dans les parties herbacées de la jusquiame, en combinaison avec un acide organique. A l'état humide, elle a une odeur désagréable, étourdissante, analogue à celle du tabac. Elle agit comme un poison narcotique très-énergique, en produisant une dilatation persistante de la pupille. Elle fond à une chaleur douce, et se volatilise en éprouvant une décomposition partielle. Elle est soluble dans l'eau; sa solution aqueuse donne avec l'iode un précipité couleur de kermès. Elle forme avec la plupart des acides des sels cristallisables. Composition inconnue.

HYPERBOLE. Une des sections coniques; c'est la figure qu'on obtient en coupant un cône par un plan oblique aux deux côtés du cône, soit qu'il se trouve perpendiculaire ou qu'il soit oblique à la base, mais de manière que la section, étant prolongée vers le haut, rencontre également l'autre côté du cône prolongé au delà de son sommet. — L'hyperbole est une ligne courbe, dans laquelle le carré d'une ordonnée quelconque au premier axe est au rectangle formé par les parties de cet axe prolongé, comme le carré de son axe conjugué est au carré du premier axe.

HYPOAZOTEUX (Acide). Voyez **AZOTEUX (Acide)**.

HYPOAZOTITES. Voyez **AZOTITES**.

HYPOCHLOREUX (Acide). L'acide hypochloreux est coloré en jaune assez foncé. Son odeur rappelle celle du chlore. L'eau dissout 100 fois son volume d'acide hypochloreux, tandis qu'elle ne dissout que deux fois son volume de chlore. Dans son plus grand état de concentration, l'acide hypochloreux contient toujours au moins 1 éq. d'eau, qui paraît nécessaire à l'union de ses éléments. Par la chaleur, il se décompose, avec détonation, en chlore et en oxygène.

L'acide hypochloreux jouit, au plus haut degré, de la propriété de dénaturer les matières colorantes et de les blanchir. C'est à lui qu'il faut probablement attribuer le principal rôle que jouent les chlorures d'oxydes dans le blanchiment des étoffes. L'acide hypochloreux est tellement faible qu'il peut être déplacé de ses combinaisons avec les alcalis, par l'acide carbonique de l'air. Aussi l'intervention de l'air (acide carbonique) est-elle nécessaire pour blanchir les tissus. C'est un acide très-peu stable; le soufre, le phosphore, presque tous les corps amènent facilement la séparation de ses éléments. Dissous dans l'eau, il se décompose rapidement, sous l'influence de la lumière, en acide chlorique et en chlore. L'acide hypochloreux existe dans les chlorures d'oxydes (chlorure de potasse de chaux, etc.), qui, d'après M. Balard, sont des combinaisons d'hypochlorite et de chlorure de calcium, de potassium, etc. En faisant arriver un courant de gaz chlore dans un mélange d'eau et d'oxyde rouge de mercure, on obtient du protochlorure de mercure insoluble et de l'acide hypochloreux soluble dans l'eau (Balard). On concentre ensuite l'acide hypochloreux avec précaution. L'acide hypochloreux se compose de 2 volumes de chlore et de 1 vol. d'oxygène. Sa formule est = ClO (Cl² O).

HYPOCHLORITES. (Chlorures d'oxydes.)

Tous ces sels ont une odeur de chlore caractéristique; ils détruisent la couleur du tournesol, et possèdent au plus haut degré la propriété de blanchir les étoffes. Ils sont décomposés par tous les acides, sans dégagement de chlore. L'acide carbonique (de l'air) en dégage du chlore, ce qui explique leur odeur. Ils sont presque tous solubles dans l'eau. Suivant M. Millou, les hypochlorites ne sont pas de véritables sels, mais bien des composés correspondant aux peroxydes, dans lesquels tout l'oxygène qui s'ajoute au protoxyde pour constituer l'oxyde supérieur, est remplacé par son équivalent de chlore; et, par un retour bien singulier des théories, les composés envisagés comme des mélanges de chlorures et d'hypochlorites seraient réellement des composés simples; tandis que les hypochlorites considérés comme les sels simples seraient des mélanges de peroxydes et de corps particuliers,

correspondant aux peroxydes : $KO + O_2$ peroxyde de potassium, correspondant à $KO + Cl_2$; $Na_2 O_2 + O$, peroxyde de sodium, correspondant à $Na_2 O_2 + Cl$.

On emploie les hypochlorites dans les mêmes circonstances que le chlore. Les chlorures de potasse, de soude et de chaux, sont le plus souvent employés comme désinfectants, et dans le blanchiment des étoffes ; car le chlore pur a une action trop étiologique.

HYPOCHLORITE DE CHAUX. *Voyez CHAUX.*

HYPOMOCHELION. (Terme de mécanique). Point d'appui du levier.

HYPOPHOSPHATES *Voyez PHOSPHITES.*

HYPOPHOSPHITES. Ils sont très-solubles dans l'eau. Mis sur les charbons incandescents, ils brûlent avec une belle flamme jaune, répandent une odeur de phosphore, et se convertissent partiellement en phosphates neutres. Chauffés dans l'eau, ils donnent, pour la plupart, de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable à l'air. Ils décolorent, comme les phosphites, le sulfate rouge de manganèse. On ne connaît pas exactement leur composition. En général, ces sels ont été, jusqu'ici, fort peu examinés.

HYPOPHOSPHOREUX (Acide). L'acide hypophosphoreux présente l'aspect d'un liquide visqueux, inodore, et d'une saveur franchement acide. On ne l'a pas encore obtenu cristallisé.

L'acide hypophosphoreux rougit la teinture de tournesol, et forme avec les oxybases des hypophosphites solubles. Chauffé dans un flacon avec un peu d'eau, il donne naissance à de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable, et brûlant avec beaucoup d'éclat.

L'acide nitrique, le chlore, le peroxyde de mercure, agissent sur l'acide hypophosphoreux, comme sur l'acide phosphoreux. Exposé à l'air, il se transforme peu à peu en acide phosphorique. Il ne précipite pas l'eau de baryte. Il précipite en noir l'azotate d'argent. Le précipité, chauffé avec du charbon, donne du phosphore.

Pour le préparer on met dans l'eau du phosphate de baryum : l'eau se décompose, et forme, aux dépens de ses éléments, de l'hydrogène phosphoré qui se dégage, du phosphate insoluble, et de l'hypophosphite de baryte soluble. En traitant ensuite l'hypophosphite de baryte par l'acidesulfurique, on sépare la baryte à l'état de sulfate insoluble, et l'acide hypophosphoreux reste en dissolution. Sa formule est : $Ph^2 O \frac{5}{2} = Ph^4 O_3$.

L'acide hypophosphoreux a été découvert par Dulong.

HYPOPHOSPHORIQUE (Acide). *Voyez PHOSPHOREUX* (Acide).

HYPOSULFATES. Ces sels forment de beaux cristaux. Traités par l'acide sulfurique étendu, ils ne présentent rien de remarquable à froid. Traités de la même manière à chaud, ils dégagent de l'acide sulfureux, en même temps qu'une partie de l'acide hyposulfurique se

change en acide sulfurique. L'acide sulfurique concentré agit à froid comme l'acide sulfurique étendu, à l'aide de la chaleur. Ils sont permanents et inaltérables à l'air.

Exposés à la chaleur, tous les hyposulfates se transforment en sulfates, avec dégagement d'acide sulfureux. Calcinés avec du charbon, du fer, du cuivre, etc., ils donnent les mêmes résultats que les sulfates ; seulement la quantité d'oxygène qu'ils dégagent est un peu moindre.

Tous les hyposulfates sont solubles ; aucun d'eux ne précipite les sels de baryte. Cette grande solubilité est un des caractères les plus remarquables des hyposulfates.

Formule générale des hyposulfates : $S^2 O_5$, MO.

Dans le traitement du peroxyde de manganèse par l'acide sulfureux, il se produit un mélange de sulfate et d'hyposulfate de manganèse soluble dans l'eau. En y ajoutant de la chaux, on précipite l'oxyde de manganèse et en même temps l'acide sulfurique à l'état de sulfate de chaux. Il reste en dissolution de l'hyposulfate de chaux. On prépare facilement les autres hyposulfates par voie de double décomposition.

HYPOSULFITES (*sulfo-sulfates*, de M. Persoz). Ces sels ont une saveur sulfureuse. Traités par les acides, ils se décomposent tous en soufre qui se dépose avec une apparence laiteuse, et en acide sulfureux qui se dégage ; leur cristallisation est prismatique. Exposés à l'air, ils se transforment successivement en sulfites et en sulfates, par suite de l'absorption de l'oxygène. Tous les hyposulfites sont décomposés par la chaleur seule, et à plus forte raison par la chaleur aidée de quelque corps combustible. En calcinant un hyposulfite à l'air ou au contact de l'oxygène, on obtient un sulfate, un sulfure, et du soufre se dégage. A l'exception d'un petit nombre, ils sont tous solubles dans l'eau. Formule générale : $S^2 O_3$ MO.

Les hyposulfites, dont quelques-uns peuvent exister naturellement dans les eaux sulfureuses, comme celles de Barèges, se préparent de différentes manières : 1° en chauffant une dissolution de sulfite de potasse avec du soufre ; les cristaux d'hyposulfite de potasse se déposent par refroidissement ; 2° les sulfures alcalins exposés à l'air se transforment, au bout de quelque temps, en hyposulfites ; 3° en versant de l'acide sulfureux dans un polysulfure ; 4° en faisant arriver un courant d'hydrogène sulfuré dans un polysulfure. On désignait autrefois les hyposulfites par le nom de *sulfites sulfurés*, en admettant, non pas une combinaison, mais une simple dissolution de soufre dans un sulfite. L'hyposulfite le plus anciennement connu est l'hyposulfite de soude. On l'obtenait en grand dans la fabrication de la soude par des procédés imparfaits.

HYPOSULFOBENZIDIQUE (Acide). Synonymes : *Acide sulfobenzidique* ; *Acide sulfobenzénique* ; *Acide benzosulfurique*. Acide

découvert par M. *Milscherlich*. Il est contenu dans la liqueur où s'est déposée la sulfobenzide. On l'obtient pur en décomposant l'hyposulfobenzoidate de cuivre par l'hydrogène sulfuré. C'est un liquide très-acide, cristallisable à un certain degré de concentration, et capable de résister à une température de 200°. Formule : $C^{12} H^5 S^2 O^3 + H O$.

HYPOSULFORENOÏQUE (Acide). Synonyme : *Acide sulfobenzoiqne*. Acide bibasique découvert par M. *Mitscherlich*. Ses cristaux sont déliquescents, incolores, et susceptibles d'être chauffés jusqu'à 130° sans éprouver d'altération. L'acide hyposulfobenzoiqne se prépare en décomposant l'hyposulfobenzoidate de baryte par l'acide sulfurique. Formule : $C^{12} H^4 O^3 + S^2 O^5 + 2 H O$.

HYPOSULFUREUX (Acide). Synonyme : *Acide sulfo-sulfurique*. (*Persoz* .) L'acide hyposulfureux a été découvert par M. *Gay-Lussac*, en faisant agir une dissolution d'acide sulfureux dans l'eau, sur du zinc. Dans cette action, il ne se dégage point d'hydrogène. Le métal s'oxyde en s'emparant de la moitié de l'oxygène de l'acide sulfureux (SO^2), et l'autre moitié, restant combinée avec le même équivalent de soufre, forme un acide de soufre particulier, qui porte le nom d'acide hyposulfureux. Combiné avec les oxybases, il forme des hyposulfates qui sont tous solubles. Quand on cherche à isoler l'acide hyposulfureux en lui substituant un acide plus fort, il se décompose en soufre qui se dépose (1 équivalent), et en acide sulfureux qui se dégage.

100 parties d'acide hyposulfureux se composent de
66,80 de soufre,
33,20 d'oxygène.

Sa formule est $S^2 O^2$ ou SO , qui représente 1 éq. d'ac. de saturant 1 éq. de base.

M. *Persoz* est parvenu à isoler l'acide hyposulfureux en traitant l'hyposulfate de potasse par l'acétate de plomb, et en précipitant celui-ci par l'hydrogène sulfuré. « L'acide hyposulfureux ainsi obtenu est, dit l'auteur, blanc, et rougit fortement la teinture de tournesol. On le concentre dans une étuve ou dans le vide. Vers le point d'ébullition, il se décompose en soufre et en acide sulfureux. Il décompose à

froid les carbonates de potasse, de soude, de chaux, de magnésie et de plomb. L'acide sulfurique concentré le décompose avec dépôt de soufre, en s'emparant de l'acide sulfureux. » (*Comptes rendus des séances de l'Académie*, 6 avril 1810).

HYPOSULFURIQUE (Acide). L'acide hyposulfurique est liquide, incolore, inodore, d'une saveur franchement acide. En le faisant bouillir, il abandonne de l'eau; puis, arrivé à la densité de 1,547, il se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et en acide sulfurique qui reste. Dans le vide, il se décompose à froid. Chauffé vers 100°, il se décompose, et précipite alors les sels de baryte. L'acide hyposulfurique produit, en se combinant avec les oxybases, des hyposulfites remarquables par leurs belles cristallisations. C'est un acide très-peu stable.

100 parties d'acide hyposulfurique se composent de 41,39 de soufre et de 33,41 d'oxygène.

En faisant arriver du gaz acide sulfureux sur du peroxyde de manganèse, il se forme, par la fixation d'une certaine quantité d'oxygène, un sel soluble particulier, qui ne précipite pas les sels de baryte comme les sulfates solubles. Ce sel est un hyposulfate qu'on peut, par voie de double décomposition, transformer en hyposulfate de baryte soluble. En ajoutant ensuite à l'hyposulfate de baryte de l'acide sulfurique, on précipite toute la baryte à l'état de sulfate, et l'acide hyposulfurique reste en dissolution. C'est en opérant ainsi que M. *Gay-Lussac*, le premier, découvrit cet acide.

L'acide hyposulfurique se compose de 1 équivalent de soufre et de 2 1/2 éq. d'oxyg. ; ou de 2 éq. de soufre et de 3 éq. d'oxyg. De là, sa formule = $S^2 O^5$.

HYPOSULFURIQUE BISULFURÉ. Voyez TÉTRAHYDRIQUE (Acide).

HYPOSULFURIQUE SULFURÉ. Voyez TRITHYONIQUE (Acide).

HYPOTÉNUSE. Nom que l'on donne au côté d'un triangle rectangle opposé à l'angle droit. Le carré de l'hypoténuse est égal à la somme des deux autres carrés formés sur les deux autres côtés du triangle rectangle.

I

IATROCHIMIE. Nom composé de ιατρος , médecin, et de *chimie*. On appelle ainsi la chimie appliquée à la médecine.

IDES. Chaque mois était divisé chez les Romains en trois espèces de jours, les *ides*, les *calendes* et les *nones*. Il y avait huit jours dans les *ides*, qui se comptaient en rétrogradant. Dans les mois de mars, de mai, de juillet et d'octobre, les *ides* tombaient au quinzième jour du mois; les sept autres jours, en remontant jusqu'au huit, s'appelaient *jours avant les ides*. Ainsi le huitième jour du mois se marquait ainsi : *VIII idus*, c'est-à-

dire, *die octava ante idus*. Dans les huit autres mois de l'année, les *ides* tombaient au treizième jour du mois, et se comptaient aussi en rétrogradant jusqu'au 6; c'était alors le sixième jour du mois, qui était marqué par *VIII idus* dans l'exemple cité.

IDIO-ÉLECTRIQUE. On donne ce nom aux corps qui sont susceptibles d'être électrisés par le frottement ou par tout autre moyen; tels sont le verre, les résines, la soie, etc.

IDRIALINE. Matière cristalline blanche, obtenue par M. *Dumas* en épuisant la mine de mercure d'Idria par l'essence de térébenthine

bouillante. Elle est insoluble dans l'eau, et très-peu soluble dans l'alcool et l'éther. Formule probable : $C^2 H$.

IGASURIQUE (Acide). Cet acide, dont la composition est inconnue, se trouve naturellement combiné avec la strychnine dans la fève de Saint-Ignace, dans la noix vomique, et dans d'autres espèces de *Strychnos*.

ILICINE. Matière cristalline, jaune brumâtre, très-amère, recommandée comme un remède puissant contre les fièvres intermittentes. On l'obtient en précipitant la décoction des feuilles de boux (*Ilex aquifolium*) par l'acétate de plomb basique, en évaporant le liquide filtré, et en dissolvant le résidu par l'alcool absolu bouillant. La liqueur alcoolique donne, par l'évaporation spontanée, l'ilicine à l'état cristallisé. Composition inconnue.

ILLUSION OPTIQUE. On appelle ainsi tout phénomène qui n'est pas en réalité tel qu'il apparaît à notre vue. C'est une aberration naturelle de la vue, qui, comme tous nos sens, ainsi que l'intelligence, est renfermée dans des limites prescrites par la Providence. Il est rare que nous apercevions sous sa vraie forme un objet que nous voyons d'un peu loin : une tour carrée nous paraît ronde, parce que nous n'en voyons pas les angles ; le soleil et la lune nous paraissent des plans circulaires, quoique ce soient des globes.

IMAGE. Représentation d'un objet ou son apparence, peinte par les rayons de lumière, qui, partant de chacun de ses points visibles, sont ou réfléchis ou réfractés. Le point où ces rayons réfléchis ou réfractés se réunissent, est le lieu de l'image. Il n'est pas toujours aisé de déterminer le lieu apparent de l'image d'un objet que l'on voit, soit par réflexion, soit par réfraction.

IMPÉNÉTRABILITÉ. Propriété qu'ont les corps de ne point laisser prendre par d'autres corps toute la place qu'ils occupent. Cette propriété est générale à tous les corps matériels occupant un espace. Pour certains corps la pénétrabilité n'est qu'apparente. Tels sont l'éponge, le sucre, la cendre, etc., dans lesquels l'eau pénètre aisément ; mais cette eau n'occupe que les interstices que les molécules solides laissent entre elles. La grandeur de ces interstices est en raison de la compressibilité des corps.

IMPÉRATORINE. Matière cristalline obtenue par M. Osann, en épuisant la racine d'impératoire (*Imperatoria Ostruthium*) par l'éther. Elle fond à 73° , et se concrète en une masse radice d'une densité de 1,192. Elle est insoluble dans l'eau, et soluble dans l'alcool et l'éther. M. Doebereiner lui assigne la formule : $C_{24} H_{42} O_5$.

IMPERMÉABILITÉ. Propriété qu'ont certaines matières de ne pas se laisser traverser par d'autres. On appelle *impermeables* les étoffes qui ne sont pas susceptibles d'être mouillées par l'eau. Quelques substances sont imperméables pour certaines matières et per-

méables pour d'autres. Le verre est perméable à la lumière, tandis qu'il est imperméable à l'électricité.

IMPONDÉRABLES. On donne ce nom à des agents physiques inappréciables à la balance, comme la chaleur, la lumière, l'électricité, le magnétisme. Il vaudrait mieux les appeler *imponderes*, parce qu'au moins on n'exclurait pas la possibilité de parvenir un jour à les peser.

IMPULSION. Action par laquelle un corps tend à se mettre en mouvement. Cette action est en raison de la masse et de la vitesse du corps qui communique le mouvement.

INCANDESCENCE. État d'ignition des corps solides. Les gaz incandescents constituent le phénomène de la flamme.

INCIDENCE. On appelle en optique, *angle d'incidence*, l'angle compris entre le rayon tombant sur un plan, et la perpendiculaire tirée sur le plan au point d'incidence. Il est démontré, en optique, 1^o que l'angle d'incidence est toujours égal à l'angle de réflexion ; 2^o que le sinus de l'angle d'incidence est dans un rapport constant avec le sinus de l'angle de réfraction. — Les rayons de lumière n'étant pas tous également réfringibles, on ne peut fixer exactement le rapport qu'il y a entre les sinus des angles de réfraction et d'incidence.

INCINÉRATION. Réduction en cendres. Ce mot s'applique souvent non-seulement à la combustion des matières organiques, mais encore à celle des matières minérales. On emploie l'incinération lorsqu'on tient surtout à se procurer le résidu salin fixe (cendre) qui reste, pendant qu'on néglige les produits volatils qui se dégagent.

INCLINAISON. En astronomie on appelle *inclinaison* l'angle que fait le plan des orbites planétaires avec le plan de l'écliptique. Le plan de l'orbite de la lune est incliné au plan de l'écliptique d'environ 5 degrés, et fait, avec ce plan, un angle qui n'est jamais moindre de 3 degrés 1 minute, et qui peut être de 5 degrés 17 minutes. C'est cette inclinaison du plan de l'orbite de la lune au plan de l'écliptique, qui fait qu'il n'y a pas toujours éclipse de soleil ou de lune dans les conjonctions et les oppositions de la lune avec le soleil.

INCLINAISON DE L'AIMANT. Propriété qu'a l'aiguille aimantée d'incliner une de ses extrémités vers la terre, c'est-à-dire de faire un angle avec le plan de l'horizon. (Voyez AIMANT, AIGUILLE AIMANTÉE.)

INCOMPRESSIBILITÉ. Négation de la compressibilité. (Voyez COMPRESSIBILITÉ.)

INDIGO. L'indigo sert depuis longtemps de matière colorante. Il est fourni par beaucoup de plantes appartenant à des familles très-différentes. Les principales espèces sont : *Indigofera tinctoria*, *Isatis tinctoria*, *Nerium tinctoria*, *Polygonum tinctorium*, *Tephrosia tinctoria*, *Gynanema tingens*, *Amorpha fruticosa*. L'indigo contenu dans ces plantes

est blanc; on l'extrait en épuisant les feuilles au moyen de l'alcool, de l'éther ou de l'eau. Le digestum aqueux ou alcoolique des plantes indigofères étant abandonné à l'air, forme un dépôt d'indigo bleu.

L'indigo du commerce a l'aspect d'une poudre bleu foncé; il est insipide, inodore, insoluble dans l'eau, et très-peu soluble dans l'alcool, dans l'éther, dans les acides aqueux et les alcalis. L'indigo renferme des quantités variables de matières étrangères, qu'on enlève par des acides étendus, par l'eau, la potasse et l'alcool bouillant. Suivant Berzelius, l'indigo ordinaire contient une espèce de gluten, un principe colorant brun, un principe colorant rouge, et la matière colorante bleue, qui reste après l'extraction des trois autres principes.

On appelle *bleu de Saxe* la matière colorante obtenue par une solution d'indigo dans l'acide sulfurique. Pour s'assurer de la pureté de l'indigo du commerce, on en traite un poids donné successivement par l'eau, par l'acide chlorhydrique, par la potasse caustique, et enfin par l'alcool; le résidu représente la quantité d'indigo pur.

INDIGO. (*Physique.*) Une des sept couleurs primitives du spectre solaire. C'est la sixième en commençant à compter par la moins réfrangible, c'est-à-dire, le rouge. Les corps ne nous paraissent d'une couleur d'indigo que parce que leur surface réfléchit les rayons *indigo* en beaucoup plus grande quantité que les autres.

INDIGOGÈNE. (Synonymes: *Indigo blanc; Indigo désoxygéné; Indigo réduit.*) L'indigogène ou indigo blanc s'obtient par le même procédé que l'indigo bleu; seulement il faut avoir soin d'opérer à l'abri du contact de l'air, pendant qu'on précipite la liqueur alcaline par l'acide chlorhydrique. Insoluble dans l'eau, il se dissout dans l'alcool et l'éther avec une couleur jaune. Récemment précipité, il s'altère promptement à l'air, en se colorant en bleu pourpre. Une solution alcaline d'indigo blanc donne avec les sels de bioxyde de cuivre un précipité qui fournit, par la chaleur, un sublimé vert cristallin. Formule de l'indigo blanc: $C^{16} N H^5 O^2$.

INDIGOTINE. (*Indigo bleu.*) Poudre bleu foncé, qui prend un éclat métallique par le frottement avec un corps poli. Soumise à la distillation sèche, elle donne du carbonate et du cyanhydrate d'ammoniacque, une huile empyreumatique, une résine, une matière noire extractive, et de l'aniline; il reste un charbon poreux et brillant. L'acide sulfurique concentré dissout l'indigo avec une couleur bleu foncé. Les nombreux produits de réaction qu'on obtient avec le chlore, l'acide nitrique, etc., ont été partiellement étudiés par M. Erdmann et M. Laurent. On prépare l'indigotine en abandonnant 3 p. d'indigo pulvérisé, pendant plusieurs jours, dans un vase fermé, avec un mélange de 10 p. de sulfate de protoxyde de fer, de 13 p. de chaux et

de 60 p. d'eau. On décante la liqueur limpide au moyen d'un siphon, et on la précipite par l'acide chlorhydrique étendu; on lave le précipité d'abord avec de l'eau pure, puis avec de l'alcool bouillant, jusqu'à ce que le liquide passe incolore ou bleuâtre. La composition de l'indigotine s'exprime par la formule: $C^{16} H^5 NO^2$.

INDIVISIBILITÉ. Négation de divisibilité. (*Voyez ce mot.*)

INERTIE. Propriété qu'ont tous les corps matériels de persister dans l'état qui leur est communiqué. Dès qu'on remarque un changement quelconque dans un corps, on peut être sûr d'avance que ce changement est l'effet d'une cause en dehors de ce corps. Une boule lancée dans l'espace persisterait indéfiniment dans le mouvement qui lui est communiqué si des causes étrangères (la pesanteur, la résistance de l'air, etc.) ne tendaient pas sans cesse à l'arrêter. Une pierre, un végétal, etc., en tant que matière inerte, garderaient indéfiniment le même état si des forces particulières ne leur imprimaient pas des changements incessants.

INFECTION. Absorption d'un ferment putride très-délié, mêlé à l'air atmosphérique. Cette absorption s'effectue, en général, par l'intermédiaire de la respiration, et peut troubler à des degrés différents les fonctions vitales. La nature de ces ferments putrides est très-peu connue.

INFÉRIALE (Pierre). *Voyez ARGENT (Nitrate).*

INFLAMMABLE. On donne ce nom à toute matière susceptible de brûler avec flamme. Si ce sont des matières solides qui brûlent, la flamme n'est due qu'aux gaz inflammables qui se développent par la chaleur.

INFUSION. Opération qui consiste à verser de l'eau ou toute autre liqueur bouillante sur une matière organique quelconque, et d'abandonner le mélange quelque temps au repos. La liqueur se trouve chargée de tous les principes qu'elle a pu dissoudre. Cette liqueur devrait s'appeler *infusum* et non pas *infusion*, nom qu'on lui donne ordinairement. Beaucoup de principes qui s'étaient dissous à chaud se déposent par le refroidissement. On obtient ordinairement des produits différents, suivant qu'on a traité une matière par infusion ou par décoction. *Voyez DÉCOCTION.*

INORGANIQUE (anorganique). Négation du mot *organique* (*Voyez ce mot*). Toutes les substances du règne minéral sont appelées inorganiques ou anorganiques.

INSOLUBILITÉ. Inaptitude d'une matière à se dissoudre dans un véhicule quelconque. Il n'y a pas de matières insolubles, dans l'acception absolue de ce mot; car les corps qui passent pour insolubles, dans un liquide donné, peuvent quelquefois se dissoudre, en très-petites portions, il est vrai, dans une quantité énorme de ce même liquide. Tout

se réduit, en définitive, à une solubilité en plus ou en moins.

INSPIRATION. La respiration se compose de deux actes : l'inspiration et l'expiration. Par l'inspiration, les poumons se gonflent d'air atmosphérique ; par l'expiration, cet air est expulsé des poumons, après y avoir subi des altérations profondes. Voyez **RESPIRATION**.

INTERSTICE (Intervalle). On donne ce nom aux espaces que laissent entre eux les molécules matérielles. Ces espaces sont très-apparents dans les corps poreux, comme l'éponge, tandis qu'ils sont invisibles dans les corps très-compacts, tels que les métaux. La compressibilité des corps est en raison de la grandeur des espaces que les molécules matérielles laissent entre elles. C'est dans les interstices imperceptibles des corps que se trouvent, suivant la plupart des physiciens, logés le calorique et d'autres agents impondérables.

INTUS-SUSCEPTION. Accroissement des êtres vivants (animaux et végétaux), ainsi appelé, par opposition à l'accroissement des minéraux qui augmentent de volume, non plus de dedans au dehors, par l'absorption d'une matière alimentaire, mais du dehors au dedans, par la *juxta-position* des molécules matérielles.

INULINE. La racine d'aunée (*Inula Helennium*), souvent employée en médecine sous forme de décoction (tisane), renferme deux substances particulières : l'une, toute formée dans les cellules de la racine, est une espèce d'huile concrète, fusible à 33°, volatile et très-soluble dans l'alcool ; c'est l'*Helénine* ; l'autre est pulvérulente, blanche, fixe, ressemble à l'amidon, et se rencontre également dans les racines de topinambour (*Helianthus tuberosus*), dans la racine de chicorée (*Cichorium intybus*), dans la racine de colchique (*Colchicum autumnale*), dans les tubercules de dahlia, dans la racine de pyrèthre, etc. ; c'est l'*Inuline*. Cette substance est très-soluble dans l'eau chaude : une décoction de racine d'aunée laisse, par le refroidissement, déposer l'inuline sous forme de poudre blanche. Comme l'amidon, l'inuline se convertit en sucre de raisin, sous l'influence de l'acide sulfurique étendu et bouillant ; mais elle se distingue de l'amidon en ce qu'elle ne fait pas d'empois avec l'eau bouillante, et en ce qu'elle n'est pas colorée en bleu par l'iode. M. Mulder assigne à l'inuline la même formule qu'à l'amidon. M. Parnell représente l'inuline, séchée à 100°, par $C^{24} H^{21} O^{21}$. L'inuline a été découverte par Funcke en 1801, et particulièrement examinée par H. Rose, Braconnot, Payea, Mulder, Parnell et Croockewit.

IODATES. (Iodites de quelques chimistes). Sels tout à fait analogues aux chlorates et aux bromates, avec lesquels ils sont isomorphes. Ils sont tous également decom-

posés par la chaleur, avec dégagement d'oxygène et formation d'iodures. Traités par un corps désoxygénant, tel que l'acide sulfureux, les iodates donnent un précipité d'iode qui communique à l'amidon une teinte bleue caractéristique. Quand on les traite par le chlore, il y a également de l'iode mis en liberté. Comme dans les chlorates et les bromates, l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base comme 3 : 1. Les iodates sont, en général, insolubles ou peu solubles dans l'eau.

Pour préparer les iodates (alcalins), on mêle de l'iode en poudre avec un alcali en dissolution. Il se produit un iodate peu soluble qui se dépose, et un iodure qui reste en dissolution. Ainsi, pour préparer l'iodate de potasse, on mêle de l'iode en poudre avec une dissolution de potasse concentrée. On l'y mêle par portions successives, jusqu'à ce que la dissolution reste colorée. Par le repos, il se dépose de l'iodate de potasse, et l'iodure de potassium reste en dissolution. Il se produit 1 équ. d'iodate pour 3 équ. d'iodure ; car l'iode enlève 3 équ. d'oxygène à 3 équ. de potasse, pour former 1 équ. d'acide iodique. Cette réaction peut être formulée de la manière suivante : $6I + 6KO = 10^5 KO + 3KI$. Les iodates de soude, de chaux, de baryte, de strontiane, se préparent comme nous venons de l'indiquer.

IODE. (ἰώδης, violet.) L'iode est un corps simple, d'un gris noir, se présentant sous forme de paillettes d'un éclat métallique. Il peut cristalliser en octaèdres, soit par voie de sublimation, soit par la conservation de l'acide iodhydrique aqueux dans des vases incomplètement fermés. Il a une odeur très-sensible à la température ordinaire. Cette odeur, rappelant un peu celle du chlore, devient de plus en plus forte, à mesure que la température s'élève. Sa saveur est acre. Sa densité est 4.97. Il fond à 107°, et bout entre 173° et 180°. L'iode répand alors des vapeurs violettes très-caractéristiques, tout à fait semblables à celles de l'indigo. Ces vapeurs sont tellement épaisses et intenses, qu'elles paraissent noires. La densité de la vapeur d'iode est 8.7°. Déjà, à la température ordinaire, l'iode se volatilise et disparaît peu à peu, lorsqu'il est exposé à l'air. On distille l'iode entre 173° et 180°. On peut le distiller à une température bien plus basse, en faisant intervenir un autre corps volatil, comme de la vapeur d'eau, qui entraîne les vapeurs d'iode. L'iode est très-peu soluble dans l'eau. L'eau en prend $\frac{1}{1000}$. Il se dissout assez bien dans les dissolutions aqueuses de sulfate d'ammoniaque, de chlorure d'ammonium et d'iodure de nickel ; mais son véritable dissolvant est l'alcool, qu'il colore en brun jaunâtre (*teinture d'iode*). L'iode, comme le chlore, forme avec l'hydrogène un hydracide dont la composition est analogue à celle des acides chlorhydrique, bromhydrique et fluorhydrique. Les oxacides d'iode sont aussi

peu stables que les oxacides de chlore. L'iode, comme le chlore, se combine directement avec beaucoup de métaux, pour donner naissance à des iodures isomorphes avec les chlorures correspondants. L'iode colore l'amidon en violet foncé, en bleu et en rouge bleuâtre. Cette coloration n'a point lieu lorsque l'iode est combiné avec un autre corps, ou à l'état d'iodure, d'acide iodhydrique, etc. L'iode est mis en liberté par le chlore, et la coloration (*amidure d'iode*) se manifeste, tant que le chlore n'est pas employé en excès. L'amidure d'iode se décolore à la température voisine du point d'ébullition de l'eau, et il recouvre sa coloration par refroidissement (Sérullas).

L'iode tache la peau, le papier, etc., en jaune; mais la tache disparaît au bout de quelques instants, ce qui la distingue de la tache, également jaune, produite par l'acide nitrique, laquelle persiste, et ne disparaît qu'après la destruction de l'épiderme. La coloration par l'amidon et les vapeurs violettes distingue l'iode de tous les autres corps.

M. Millon (*Annales de Physique et de Chimie*, année 1844), en examinant d'une manière approfondie l'action de l'acide nitrique sur l'iode, est arrivé à constater ces faits remarquables: 1° l'acide nitrique varie comme moyen d'oxydation suivant les quantités d'eau qu'il renferme; chaque hydrate constitue un acide distinct, souvent très-éloigné, par son mode d'action, de l'hydrate qui en est le plus rapproché; 2° l'acide nitrique au *maximum* de concentration élève moins l'oxydation de l'iode qu'un acide affaibli.

L'acide nitrique doit être séparé avec soin, par la distillation, de l'acide sulfurique qui s'y trouve souvent contenu. Quant à l'iode, il peut servir, au besoin, tel qu'il se présente dans le commerce, et il suffit de le pulvériser très-finement; mais il est préférable d'employer l'iode obtenu par précipitation, en mélangeant deux solutions, l'une de chlorure d'iode, l'autre d'iodure de potassium. L'iode doit être ensuite lavé avec soin, et séché à la température ordinaire. Lorsque l'iode et l'acide nitrique ont été préparés avec les précautions convenables, on introduit 10 ou 15 grammes d'iode dans un mortier de verre, puis on y verse de 120 à 130 grammes d'acide nitrique, à 1 ou 2 équivalents d'eau. A l'aide du pilon, on renouvelle les surfaces de contact entre le métalloïde et l'acide. Au bout de quelques instants l'iode disparaît, et se convertit en une poudre jaune volumineuse. On agit quelque temps; et si tout l'iode n'a pas été sensiblement attaqué, on laisse reposer l'acide un moment, puis on le décante. On ajoute alors une nouvelle quantité d'acide égale à la première, on laisse déposer encore, et l'acide qui surnage est toujours décanté. La poudre jaune ainsi obtenue consiste en une combinaison d'acide nitrique, d'iode et d'oxygène, où les proportions relatives de ces deux derniers corps ne sont pas

celles de l'acide iodique. Cette poudre se détruit avec une facilité extrême; ainsi, en présence de l'eau, elle donne subitement naissance aux acides iodique et nitrique avec dépôt d'iode. L'action de la chaleur produit le même résultat; et si le contact de l'acide nitrique concentré est prolongé pendant quelques heures, le composé nouveau est remplacé par de l'acide iodique. Cette poudre jaune n'a pu être séparée par aucun moyen, mais on parvient à en dégager un autre composé jaune très-stable, qui a pour formule: IO_4 .

L'iode existe combiné avec le potassium, le sodium, le magnésium (*iodures*), dans les eaux de la mer et dans certaines eaux minérales. Il existe, dans quelques mines du Mexique, combiné avec l'argent et le plomb. Les plantes marines, les éponges, différentes espèces de fucus, et en particulier le *Fucus saccharinus*, laissent après leur combustion une cendre (*soude de varech*) qui renferme, outre un grand nombre de sels de soude (carbonate, sulfate, chlorure de sodium, etc.), de l'iode combiné avec le sodium ou le potassium, le tout soluble dans l'eau. Les eaux qui surnaissent, et qui tiennent ces sels en dissolution, s'appellent *eaux-mères*.

On retire l'iode des cendres des plantes marines (*soude de varech*). A cet effet, on dissout la soude de varech dans l'eau, et l'on sépare, par voie de cristallisation, le carbonate et d'autres sels de soude. L'iodure de sodium, cristallisant le dernier, reste dans les *eaux-mères*. En chauffant dans une cornue un mélange d'iodure de sodium, d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse, on obtient l'iode, qui se volatilise sous forme de vapeurs violettes, lesquelles viennent se condenser, dans le col de la cornue ou dans le récipient, en lamelles grisâtres, cristallines. La théorie de la préparation de l'iode est absolument la même que celle de la préparation du chlore. (*Voyez CHLORE*).

Formule: $I = I_2$ (2 atomes) = 1269,992.

L'iode paraît exercer une action particulière (altérante) sur le système glandulaire, et notamment sur la glande thyroïde: il est souvent employé en médecine contre les goîtres et les scrofules. Pris à la dose de quelques gros, l'iode agit comme un poison corrosif sur l'estomac et les voies digestives (*Orfila*).

L'iode a été découvert en 1817, par M. Courtois.

IODUREX (Acide). *Voy. IODIQUE* (Acide).

IODHYDRIQUE (Acide). Synonyme: *Acide hydriodique*. L'acide iodhydrique est un gaz incolore, fumant à l'air. Il a une saveur acerbe et astringente. Son odeur est analogue à celle des acides chlorhydrique et bromhydrique. Sa densité est 4,38493 (calculée). Il est très-soluble dans l'eau, comme les acides chlorhydrique et bromhydrique. L'acide iodhydrique dissout une assez grande quantité d'iode: la dissolution est d'un brun foncé.

L'acide iodhydrique est moins stable que l'acide bromhydrique, qui est lui-même moins stable que l'acide chlorhydrique. En faisant passer de l'acide iodhydrique, avec de l'oxygène, à travers un tube incandescent, il y a décomposition complète, et formation d'iode et d'eau. La dissolution aqueuse d'acide iodhydrique se décompose à l'air : l'oxygène de l'air forme, en se combinant avec l'hydrogène, de l'acide iodhydrique, de l'eau ; et l'iode est mis en liberté. La dissolution se décolore de plus en plus, et au bout d'un certain temps la décomposition de l'acide iodhydrique est complète. L'iode, en se déposant lentement, forme de très-beaux cristaux octaédriques (*Voy. IODE*). L'acide iodhydrique se comporte avec les métaux et les oxybases comme les acides chlorhydrique et bromhydrique.

Quelques bulles de chlore qu'on fait passer dans un tube de verre contenant du gaz acide iodhydrique, produisent aussitôt des vapeurs violettes d'iode. Ces vapeurs, en se condensant, laissent déposer de petits cristaux d'iode.

L'acide iodhydrique précipite le nitrate d'argent en blanc jaunâtre, qui se fonce sous l'influence de la lumière. Ce précipité est très-peu soluble dans l'ammoniaque.

L'acide iodhydrique ne colore l'amidon en bleu qu'après avoir mis préalablement l'iode en liberté, au moyen du chlore qu'il faut ajouter avec précaution ; autrement il se formerait du chlorure d'iode, qui ne colore pas l'amidon.

L'acide iodhydrique peut se rencontrer dans la nature partout où des iodures naturels (iodures de potassium, de sodium) se trouvent accidentellement en contact avec des acides puissants.

On pourrait préparer l'acide iodhydrique avec l'iodure de sodium et de l'acide sulfurique, s'il ne se produisait pas, en même temps, un peu d'iode et d'acide sulfureux qui rendent l'acide iodhydrique impur. Pour préparer l'acide iodhydrique hydraté, on fait arriver du gaz acide sulfhydrique sur un mélange d'eau et d'iode très-divisé. L'acide sulfhydrique cède son hydrogène à l'iode, et laisse déposer du soufre, qu'on sépare par la filtration. La chaleur chasse l'excès d'acide sulfhydrique, et il reste de l'acide iodhydrique dissous dans l'eau. Cette dissolution suffisamment concentrée bout à 122° , et sa densité est 1,7. Pour préparer l'acide iodhydrique anhydre (gazeux), on met dans une cornue un mélange d'iode, de phosphore et d'un peu d'eau, à laquelle on peut ajouter du verre grossièrement pilé. Par une légère élévation de température, l'eau se décompose, et ses éléments donnent naissance à de l'acide iodhydrique qui se dégage, et à de l'acide hypophosphoreux qui reste. Le gaz acide iodhydrique étant très-dense, on peut le recevoir comme le chlore dans un flacon rempli d'air, au fond duquel vient se rendre le tube par lequel se dégage l'acide iodhydrique ; ce gaz ne peut être recueilli ni sur le mercure ni sur

l'eau, car il attaque le mercure et, il est absorbé par l'eau.

La composition de l'acide iodhydrique est tout à fait analogue à celle des acides bromhydrique et chlorhydrique. Formule : $1\text{H} = 1^2\text{I}^2 = 1$ équivalent. On en fait l'analyse au moyen du potassium.

Détermination de la densité de l'acide iodhydrique par le calcul :

$$\begin{array}{r} 0,0698 = 1 \text{ vol. d'hydrogène.} \\ \underline{0,0711} = 1 \text{ vol. de vapeurs d'iode.} \\ 8,7699 = 2 \text{ vol. d'acide iodhydrique ;} \\ \text{la moitié} = 4,38495 = 1 \text{ vol. d'acide iodhydrique.} \end{array}$$

100 parties d'acide iodhydrique se composent de

99,216 d'iode

0,784 d'hydrogène.

Avec ces données on trouve l'équivalent de l'iode, exprimé par $1 = 127,9$. L'acide iodhydrique est un excellent réactif des sels de palladium (*Lassaigue*).

IODIQUE (Acide). (*Acide iodoux* de quelques chimistes.) L'acide iodique est solide, ayant l'aspect d'une poudre blanche cristallisable en lames hexagones, attirant fortement l'humidité et tombant en déliquium. Son odeur rappelle celle de l'iode. Sa saveur est acerbe et astringente. Plus stable que l'acide chlorique et l'acide bromique, l'acide iodique ne se décompose qu'à la température de 250° , en oxygène et en vapeurs d'iode.

Il décolore les couleurs végétales. Comme les oxacides de chlore et de brome, il cède facilement son oxygène aux corps qui en sont avides ; si les produits de la réaction sont gazeux, la décomposition est ordinairement accompagnée de détonation et de dégagement de lumière. L'acide iodique est isomorphe avec l'acide chlorique et avec l'acide bromique. Eni aux bases, il forme des iodates isomorphes avec les chlorates et les bromates. On prépare l'acide iodique par un procédé analogue avec celui qui sert à préparer les acides chlorique et bromique. A cet effet, on ajoute, à une dissolution bouillante de soude, des quantités successives d'iode jusqu'à ce que la dissolution reste définitivement colorée en jaune : il se produit de l'iodure de sodium très-soluble, et de l'iodate de soude peu soluble. Le filtre opère la séparation de l'iodate de soude. Celui-ci est, par voie de double décomposition, changé en iodate de baryte, auquel on ajoute de l'acide sulfurique pour former du sulfate de baryte insoluble ; l'acide iodique reste en dissolution. On prépare également l'acide iodique en chauffant 1 partie d'iode avec 3 parties d'acide nitrique pur concentré. Il se dégage des vapeurs nitreuses ; et en chassant, par la chaleur, l'excès d'acide nitrique employé, on obtient pour résidu de l'acide iodique aqueux.

A la température de 250° , l'acide iodique se décompose en 2 volumes de vapeurs d'iode et 3 volumes d'oxygène. De la sa formule = IO^3 ou I^2O^5 .

IODITES. Voyez IODATES.

IODOFORME. (*Periodure de formyle.*) Matière cristalline jaune, découverte par Sérullas, qui la considéra d'abord comme une combinaison d'iode avec l'hydrogène carboné. Pour l'obtenir, on traite la teinture d'iode par une solution alcoolique de potasse jusqu'à ce qu'elle soit décolorée; par une évaporation habilement ménagée, le iodoforme se dépose sous forme de cristaux lamellaires jaunes, doués d'une légère odeur de safran. L'iodoforme est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool et l'éther; il se volatilise à 100°, et se décompose à 120° en carbone, en iode et en acide iodhydrique. Formule: $C^2 III^3$ (Dumas et Mitscherlich.)

IODURE D'AZOTE. (Synonyme: *Azotide d'iode.*) L'iodure d'azote a l'aspect d'une poudre noirâtre. Desséché, il est, pour ainsi dire, intangible. Le choc le plus léger suffit pour le faire détoner violemment; c'est ce qui rend ce corps si dangereux à manipuler. On prévient cependant cet inconvénient en mélangeant la matière explosible avec des grains de sable, avec de la farine, de la sciure fine de bois, enfin avec des parcelles d'un corps étranger, pour écarter les unes des autres les molécules de la matière explosible. D'autres substances intangibles, telles que le fulminate d'argent, le fulminate de mercure, etc., sont ainsi rendues manipulables. L'iodure d'azote détone par le choc, parce que les deux éléments dont il se compose se désagrègent subitement, pour reprendre l'état de fluides élastiques. L'eau le décompose mieux à chaud qu'à froid: il se produit de l'iodite et de l'iodhydrate d'ammoniaque, un peu d'azote, et de l'iode qui colore la liqueur. L'iodure d'azote a beaucoup d'analogie avec le chlorure d'azote. L'iodure d'azote se produit en faisant réagir sur une dissolution d'ammoniaque de l'iode très-divisé, obtenu en précipitant la teinture d'iode par l'eau. Explication: L'ammoniaque se compose d'hydrogène et d'azote (NH^3): une partie de l'iode se substitue à l'hydrogène de l'ammoniaque, pour former l'iodure d'azote, qui se dépose; et une partie de l'ammoniaque non décomposée produit, avec l'iode, de l'iodhydrate d'ammoniaque soluble. Du reste, cette réaction est tout à fait analogue à celle du chlore sur l'ammoniaque. L'iodure d'azote peut être considéré comme de l'ammoniaque dans laquelle l'hydrogène a été remplacé par l'iode. Formule: $NI^3 = Az^2I^6$.

Suivant M. Millon, les composés détonants d'iode, de chlore et de brome, contiennent de l'hydrogène. M. Marchand, ayant repris les travaux de M. Millon, donne, pour la formule de l'iodure d'azote: $I^2 Az^2H^4$.

TOUTES. Sels halogènes qui sont tout à fait analogues aux chlorures et aux bromures, avec lesquels ils sont isomorphes. Ils précipitent les sels de protoxyde de mercure, de plomb et d'argent, comme les chlorures et les bromures. Le précipité blanc d'iodure d'argent

est insoluble dans l'ammoniaque, tandis que le chlorure s'y dissout facilement. Le chlore, plus puissant que l'iode, décompose les iodures en mettant l'iode en liberté. L'addition d'un peu d'empois ou d'amidon donne la coloration bleue caractéristique de l'iode. Chauffés avec de l'acide sulfurique et du protoxyde de manganèse, les iodures donnent naissance à des vapeurs violettes d'iode. Les iodures, chauffés avec un chlorure alcalin, dégagent des vapeurs d'iode. Les iodures de potassium et de sodium font exception. Les iodures sont généralement moins stables que les chlorures. Du reste, leur préparation et leur composition sont analogues à celles des chlorures et des bromures, que les iodures peuvent remplacer dans une foule d'usages. Formule générale: MI .

IRIDIUM. (*Alliages.*) L'iridium s'allie, à la chaleur blanche, avec la plupart des métaux. Il rend les métaux moins ductiles, et leur communique beaucoup de roideur et une grande dureté. L'argent, l'or, le cuivre et d'autres métaux rendent l'iridium soluble dans l'eau régale, mais non pas dans l'acide azotique. L'iridium s'allie avec l'argent, sans altérer la couleur de ce dernier. Il a une très-grande affinité pour l'osmium. Son alliage avec le plomb est d'un blanc éclatant, dur et malléable. Il ne fond qu'à la chaleur blanche. Passé à la coupelle, l'iridium reste sous forme d'une poudre grossière de couleur foncée.

IRIDIUM. Le nom d'iridium vient d'*Iris* (arc-en-ciel), par allusion aux couleurs diverses que les dissolutions de ce corps peuvent revêtir. L'iridium, préparé par la réduction de son oxyde au moyen de l'hydrogène, ressemble à l'éponge de platine. Il est de couleur grisâtre, et susceptible de prendre le poli par le frottement. Quant au poids spécifique de l'iridium, les auteurs varient singulièrement: suivant les uns, il est de 13,625, suivant d'autres, de 19,66. H. Rose, en analysant un échantillon d'iridium natif, provenant de la mine de Nervinsk (au pied de l'Oural), trouva le poids spécifique de l'iridium égal à 22,80. D'après cette évaluation, c'est l'iridium qui est le plus pesant de tous les métaux. L'iridium n'est ni malléable ni ductile. Il est infusible et fixe. Il ne se ramollit même pas à la chaleur blanche la plus forte. L'iridium en masse compacte est inaltérable, quelles que soient les circonstances dans lesquelles il se trouve: les acides et l'eau régale ne l'attaquent point. Ce n'est qu'à l'état pulvérulent que l'iridium s'oxyde à la chaleur rouge, et que l'eau régale l'attaque sensiblement. Il s'oxyde quand on le chauffe, soit au contact de l'air, soit avec du nitre ou avec un alcali neutre. Le meilleur moyen d'attaquer l'iridium consiste à le mélanger intimement avec du chlorure de sodium, et à faire arriver sur ce mélange, exposé à une légère élévation de température, un courant de chlore: il se forme un *chloro-iridate de sodium* soluble dans l'eau. L'iridium a une si grande affinité pour l'osmium, qu'il est difficile.

d'obtenir le premier parfaitement pur. L'iridium est isomorphe avec l'osmium, le platine et le palladium (Erdmann). Il existe dans le minerai de platine, et particulièrement dans le résidu pulvérent noir que donne ce minerai quand on le traite par l'eau régale. M. Swanberg a trouvé dans un échantillon de minerai de Newiansk, 76,83 d'iridium, 19,61 de platine, 0,89 de palladium, 178 de cuivre, puis des traces d'une substance analogue au titane. M. Glöcker regarde cette espèce d'alliage comme un minéral particulier, auquel il propose de donner le nom de *platiniridium*. Ce minéral est tout à fait semblable, par ses propriétés physiques, à l'iridium natif de Nischney-Tagilsk. M. Charles Lane a le premier fait mention du *platiniridium* d'Avâ (royaume de Birman). Ce minéral est assez cassant, et renferme, proportion gardée, plus d'iridium que de platine : environ 60 p. 0/0 d'iridium, et 20 p. 0/0 de platine. On le rencontre dans les rivières d'Avâ, où il est accompagné d'augite, de quartz, d'émeraude, d'or, et d'oxyde de fer magnétique. La préparation de l'iridium est la même que celle du platine (Voyez PLATINE). L'iridium a été découvert en 1803 presque en même temps par Tennant et par Collet-Deseotil, dans le résidu noir qu'on obtient en traitant le minerai de platine par l'eau régale. Formule : Ir = 1252,08

Composés oxygénés. On admet généralement quatre oxydes d'iridium. Il est probable qu'il n'y en a que deux, et que les autres ne sont que des mélanges soit de protoxyde et de métal, soit de protoxyde et de peroxyde. Tous ces oxydes sont faciles à réduire, et ils détonent (comme tous les corps très-réductibles) quand on les chauffe avec des corps combustibles.

Protoxyde (Oxydule). Il est pulvérent et noir. Il colore en vert pâle les acides qui le dissolvent, et colore les alcalis en jaune. On le prépare en précipitant le *chloro-iridate de sodium* par un carbonate alcalin.

Formule : $\text{IrO} = 1225,499 (\text{Ir})$

$\frac{100}{1525,499} (\text{O})$

$\frac{100}{1525,499} \text{IrO} = 1 \text{ éq. de protoxyde d'iridium.}$

Sesquioxydule (Deutoxyde). Il est d'un noir bleuâtre. C'est lui qui se forme quand on chauffe l'iridium avec du nitre ou avec de la potasse caustique. C'est l'oxyde d'iridium par excellence. Il colore les acides en rouge de sang. Formule : $\text{Ir}^2 \text{O}^3$.

Tritoxyde (Oxyde). Il n'existe qu'en combinaison avec les alcalis, qu'il colore en jaune brunâtre. Il existe un chlorure correspondant à cet oxyde. Formule : IrO^2 .

Peroxyde (Sesquioxyde). On ne le connaît pas à l'état isolé. Il n'existe qu'à l'état d'hydrate, retenant un peu d'alcali. Il est alors gélatineux, d'un brun verdâtre. Formule : IrO^3 .

Oxyde intermédiaire (Oxyde bleu). Suivant quelques auteurs, c'est cet oxyde (com-

posé de protoxyde et de peroxyde (qui, dans beaucoup de circonstances, communique aux dissolutions d'iridium une belle couleur bleue. Quand on fait bouillir une dissolution d'iridium contenant un peu d'alumine, il s'y manifeste un dépôt d'un bleu violet très-riche, composé d'alumine et d'iridium. Le saphir doit peut-être sa coloration à cet oxyde d'iridium (Vauquelin).

Composés sulfurés. Ces composés n'ont point été encore examinés avec soin. Probablement ils correspondent aux différents degrés d'oxydation. L'acide sulfurique ne précipite les dissolutions d'iridium qu'au bout d'un certain temps. Ces précipités (*sulfures*) sont d'un brun jaune ou noir; ils communiquent à l'eau une couleur rose. Ils se dissolvent tous complètement dans l'acide azotique, même à froid, ce qui permet de les séparer du sulfure de platine, qui n'y est soluble qu'à l'aide de la chaleur. Chauffés à l'abri du contact de l'air, ils abandonnent une certaine quantité de soufre, et se convertissent en un sulfure qui ressemble, par son aspect, à la galène. Ce sulfure paraît correspondre au peroxyde; il se distingue des autres sulfures par sa stabilité. Il est généralement admis que le sulfure d'iridium, traité par le gaz chlore, se transforme en chlorure d'iridium soluble dans l'eau. Cependant, ceci n'est vrai qu'autant que le sulfure d'iridium est alcalin; car le sulfure d'iridium pur, non alcalin, traité par le chlore, donne un chlorure d'iridium (Ir Cl³) insoluble dans l'eau.

Composés chlorés. Protochlorure. Il est pulvérent, d'un vert foncé, et insoluble dans l'eau. Il forme avec les chlorobases (chlorures de potassium et d'ammonium) des *chloro-iridates* solubles, cristallisables, et composés de 1 éq. d'acide et de 1 éq. de base. Formule : Ir Cl. On l'obtient en faisant arriver un courant de chlore sur de l'iridium pulvérent, et chauffé au rouge sombre.

Deutochlorure. Il est noir, incristallisable et très-soluble dans l'eau. Il forme également des chloro-iridates avec les chlorobases. Formule : $\text{Ir}^2 \text{Cl}^3$ ou $\text{Ir}^2 \text{Cl}^6$. On l'obtient en traitant par l'acide chlorhydrique l'oxyde d'iridium préparé avec le nitre.

Tritochlorure. Il se dissout dans l'eau, à laquelle il communique une couleur jaune rougeâtre. Il forme, avec les chlorobases, des *trito-chloro-iridates* bien cristallisables, et solubles dans l'eau. Le *trito-chloro-iridate de potassium* cristallise en octaèdres réguliers, et colore l'eau en rouge très-intense. Sa formule est : KCl, IrCl³. Le *trito-chloro-iridate d'ammonium* a le même aspect, et une composition analogue.

Perchlorure. Il se présente sous forme de poudre grossière noire, soluble dans l'eau. Les dissolutions concentrées sont noires, et paraissent rouges sur les bords. Il forme, avec les chlorobases, des *perchloro-iridates*. Formule : Ir Cl², analogue à celle du peroxyde (IrO³). On l'obtient en traitant par l'eau

régale très-concentrée l'oxyde d'iridium préparé avec le nitre.

Sels d'Iridium. Les dissolutions d'iridium varient pour leurs colorations depuis le rouge jusqu'au violet. Ces colorations se manifestent surtout lorsqu'on mélange les dissolutions entre elles, en variant les proportions. Les corps désoxygénants (acide sulfureux, azoteux, proto-chlorure d'étain) décolorent les dissolutions d'iridium. L'ammoniaque, la noix de galle, le sulfate de fer, le cyanoferrure de potassium, le fer, le zinc, produisent le même effet. L'hydrogène sulfuré y forme, à la longue, un précipité d'un brun plus ou moins foncé. Le fer, le zinc, l'étain, et beaucoup d'autres métaux, précipitent l'iridium de ses dissolutions. L'iridium ne se dépose qu'au bout d'un certain temps.

IRIS. Voyez ARC-EN-CIEL.

IRRADIATION. On donne ce nom au débordement de lumière qui environne les astres, en forme de frange, et qui fait que ces objets lumineux paraissent plus grands qu'ils ne sont. L'effet de cette irradiation est quelquefois si considérable, que *Tacho-Braché* estimait le diamètre de Vénus 12 fois plus grand qu'il ne paraît dans les lunettes; et *Kepler* l'estimait sept fois trop grand. Depuis l'invention des lunettes, et surtout depuis l'invention du micromètre de *Huyghens*, on a, sur la grandeur apparente des astres, des notions beaucoup plus exactes. Les lunettes, en faisant paraître les objets mieux terminés et mieux circonscrits, diminuent considérablement la quantité de l'irradiation. C'est pourquoi avec une lunette on voit une étoile beaucoup moins grosse qu'à la vue simple.

ISATHYDE. Matière pulvérulente jaunâtre, obtenue par M. Erdmann en dissolvant l'isatine à chaud dans le sulfhydrate d'ammoniaque. Elle est très-peu soluble dans l'eau froide, et se dissout avec une teinte rouge foncé dans les alcalis. Formule : $C^{16} H^{16} NO^3$ (Erdmann).

ISATIVE. Matière cristalline rouge jaunâtre, obtenue presque à la même époque par M. Laurent et par M. Erdmann, en traitant l'indigo bleu avec un mélange de parties égales d'acide sulfurique et de bichromate de potasse dissous dans 20 ou 30 parties d'eau. L'isatine se dépose par l'évaporation de la liqueur. Peu soluble dans l'eau froide, elle se dissout aisément dans l'eau bouillante et dans l'alcool. Le chlore la convertit en *chlorisatine* et en *bichlorisatine*; les alcalis la changent en acide isatique. L'isatine, dont la formule est $C^{16} H^{15} O^4$, se distingue de l'indigo bleu en ce qu'il contient deux équivalents d'oxygène de plus.

ISATIQUE (Acide). Liquide acide, insoluble dans l'eau froide, il se décompose; par la chaleur, en eau et en isatine. Il se forme par l'action de la potasse caustique sur l'isatine. Sa formation est analogue à celle de l'acide benzoïque. L'isatate de potasse précipite en blanc les sels de baryte, d'argent et de plomb. C'est en décomposant l'isatate de plomb par

l'hydrogène sulfuré qu'on obtient l'acide isatique hydraté, qui s'exprime par la formule $C^{16} H^{17} O^5, HO$.

ISÉTHIONIQUE (Acide). Cet acide s'obtient par l'ébullition de l'acide éthionique. Il est très-soluble dans l'alcool et dans l'éther; il résiste à une température de 130° , sans se décomposer. Sa composition s'exprime par la formule $S^2 O^5, E^4 H^5 O^2 + HO$. Les *iséthionates* sont tous neutres, et supportent une température de 230° , sans se décomposer.

ISOCRONÈ. Épithète que l'on donne aux mouvements qui s'exécutent dans des temps égaux. Ainsi les vibrations d'un pendule sont *isochrones*, si ce pendule conserve toujours la même longueur, et s'il décrit toujours des arcs égaux. Si les vibrations s'exécutaient dans la cycloïde, elles seraient encore *isochrones*, quoique le pendule décrive tantôt de grands, tantôt de petits arcs.

ISOGÉOTHERMES (Lignes). La température des couches superficielles de la terre allant en décroissant de l'équateur aux pôles, il doit y avoir, dans les deux hémisphères, beaucoup de points où la température est la même dans les couches superficielles du sol. Des lignes tracées par ces points où la température annuelle moyenne est la même, sont à peu près parallèles à l'équateur dans la zone tropicale; elles deviennent de plus en plus irrégulières à mesure qu'on s'avance vers les pôles. Ces lignes sont appelées *isogéothermes*, de ἴσος , égal, $\gamma\eta$, terre, et $\theta\epsilon\rho\mu\omicron\varsigma$, chaleur.

ISOLANT (Corps). Voyez ISOLATION.

ISOLATION. Action d'isoler les corps, c'est-à-dire, de les placer sur des supports propres à ne pas transmettre aux corps voisins l'électricité qu'ils ont reçue. La découverte de l'isolation est due au hasard. *Gray*, *Wheeler*, firent des expériences sur l'électricité, le 3 juillet 1729. Ils avaient attaché, avec une ficelle, une boule de bois dorée à l'extrémité d'un tube de verre; et, en électrisant le tube par frottement, la boule devenait électrique par communication. Il n'y avait que 4 pouces (103 millimètres) de ficelle entre l'extrémité du tube et la boule dorée. Ils allongèrent cette ficelle jusques à 1, 2, 3, etc., pieds (2, 3, 4, 5, 6, décimètres); la boule continuait de paraître électrique. Pour se servir d'une ficelle encore plus longue, ils montèrent au premier étage, et laissèrent pendre la boule dorée jusqu'au pavé de la cour; la boule devint encore électrique. Ils montèrent au second, au troisième, et jusque sur le toit, et toujours ils obtinrent le même résultat. Ne pouvant pas monter plus haut, et désireux cependant d'essayer jusqu'à quel point on pourrait allonger la ficelle, ils se placèrent dans une grange fort longue, et tirent prendre à leur ficelle une situation horizontale, au lieu de la situation verticale qu'elle avait dans leurs premières expériences; et pour la soutenir en l'air, ainsi que la boule dorée, ils l'attachèrent avec une autre ficelle fixée à la char-

peute, par le moyen d'un clou. Dans cet état, l'expérience ne réussit point; la boule dorée ne donna aucun signe d'électricité, quelque courte que fût la ficelle qui l'attachait au tube de verre. Ils pensèrent alors que la matière électrique s'échappait par la ficelle qui tenait à la charpente, et que cette ficelle étant trop grosse laissait passer trop de matière électrique. Ils firent donc usage d'un cordon de soie qui était moins gros. L'expérience réussit complètement; la boule dorée s'électrisa, quelque longueur qu'ils donnassent au cordon qui l'attachait au tube de verre. Ils crurent avoir deviné juste en estimant que plus le support serait mince, plus le succès serait certain. Or, pour réussir encore plus sûrement, suivant leur idée, à la place du cordon de soie, ils mirent un fil de métal beaucoup plus mince: l'expérience manqua totalement; la boule dorée ne donna aucun signe d'électricité, ce qui leur prouva que le succès de l'expérience dépendait non pas de la grosseur mais de la nature du support. Ils essayèrent ensuite différentes substances, pour connaître celles qui étaient propres à isoler les corps; et ils trouvèrent que c'étaient celles qui s'électrisent par frottement, telles que le verre, la soie, les résines, le crin, la cire, la poix. C'est ainsi qu'on arrive, par tâtonnement, aux plus grandes découvertes.

ISOLER. Voyez ISOLATION.

ISOMÉRISME. (De ἴσος, égal, et μέρος, partie.) On appelle isomériques les corps qui, ayant la même constitution moléculaire ou le même poids atomique, présentent des propriétés physiques différentes. C'est dans ce sens qu'on dit, par exemple, que l'acide cyanique est isomérique avec l'acide fulminique. La chimie organique présente beaucoup d'exemples de ce genre, mais nos moyens d'analyse sont-ils assez rigoureux pour que nous puissions affirmer qu'il y a des corps isomériques, c'est-à-dire des corps qui, avec la même composition atomique, ont des propriétés physiques différentes? Il est permis d'en douter, surtout lorsque nous voyons que la présence ou l'absence d'un simple équivalent d'eau peut donner à un corps les propriétés physiques les plus différentes. Exemple: l'acide phosphorique et l'acide pyrophosphorique; l'acide sulfurique anhydre et l'acide sulfurique concentré ordinaire ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$). Dans l'intérêt même de la science, il faudra faire disparaître le mot d'isomérisie et l'idée qu'on y rattache, idée étroite et peu philosophique. Déjà on a reconnu que beaucoup de corps qu'on regardait autrefois comme isomères ne le sont nullement.

ISOMORPHISME. (De ἴσος, égal, et μορφή, forme.) La forme cristalline d'un composé n'est pas seulement déterminée, comme on le croyait autrefois, par la nature chimique des éléments qui y entrent, mais elle l'est aussi par le nombre des atomes qui constituent le composé (Mitscherlich). Un nom-

bre égal d'atomes mis, entre eux de la même manière peut donner naissance à la même forme cristalline, lors même que les éléments d'un composé sont de nature différente. Conséquemment, *il y a des composés qui se substituent les uns aux autres, en totalité ou en partie, sans troubler la forme cristalline ni le type du composé.* Ainsi, dans les cristaux de fer magnétique (composé d'un équivalent de protoxyde et de deux équivalents de peroxyde), une partie du protoxyde de fer peut être remplacée par du protoxyde de manganèse ou par de l'oxyde de zinc, sans que la forme des cristaux ni le type du composé soient changés. Dans ce cas, on dit que le protoxyde de fer est *isomorphe* avec le protoxyde de manganèse et avec l'oxyde de zinc. Des exemples de ce genre abondent dans la nature. C'est à cause de l'isomorphisme que les espèces minérales sont toujours complexes, et qu'elles renferment plusieurs métaux et d'autres substances à la fois. C'est pourquoi les minerais de fer ne contiennent jamais exclusivement du fer: ils contiennent souvent du manganèse, du cuivre, de la chaux, de l'alumine, de la magnésie, etc. On peut juger par là de l'importance de l'isomorphisme non-seulement en chimie, mais encore en minéralogie et en géologie.

Exemples de divers groupes de corps isomorphes:

	I.	Oxyde de zinc.	Peroxyde de fer.
Chlore.		— nickel.	Oxyde de man-
Iode.		— cobalt.	ganèse.
Brome.	V.		IX.
Fluor.		Soufre.	Manganèse.
	II.	Sélénium.	Fer.
Acide chlori-			Zinc.
que.		Acide sulfu-	Nickel.
— iodique.		rique.	Cobalt.
— bromique.		— sélénique.	X.
	III.	VII.	Arsenic.
Calcium.		Magnésie.	Phosphore.
Plomb.		Chaux.	XI.
	IV.	Oxyde de	Acide arsénique,
Protoxyde de		plomb.	— phosphori-
manganèse.		VIII.	que.
— de fer.		Alumine.	

Les corps de même composition n'ont pas tous la même forme cristalline; tandis qu'on peut admettre que les corps isomorphes ont tous la même composition moléculaire. C'est pourquoi on peut facilement déterminer le poids atomique d'un composé, lorsque ce composé est isomorphe avec un autre dont la composition atomique est déjà connue. Exemple: l'aluminium ne se combine avec l'oxygène qu'en une seule proportion; de là, on pourrait croire que l'oxyde d'aluminium (alumine), se compose d'un atome d'alumine et d'un atome d'oxygène. Or, de ce que cet oxyde d'aluminium est isomorphe avec le peroxyde de fer (Fe_2O_3), on en conclut qu'il doit avoir la même composition que ce dernier. L'alumine sera donc, comme le peroxyde de

fer un sesquioxyde, et elle aura pour formule : $Al^2 O^3$, isomorphe avec $Fe^2 O^3$.

ISOTHERME (Ligne). On donne ce nom à une ligne passant par tous les points de la surface de la terre, pour lesquels la température moyenne est la même. Les lignes isothermes sont à peu près parallèles à l'équateur jusqu'à 22° de latitude de l'hémisphère boréal et de l'hémisphère septentrional. A partir de ce degré, les lignes isothermes perdent leur parallélisme; leur sinuosité ou irrégularité est déterminée par une foule d'influences accidentelles ou locales. Sur un même méridien, la température moyenne varie de l'équateur au pôle. La température moyenne serait facile à trouver, s'il n'y avait partout qu'à s'assurer du degré de latitude et de la hauteur au-dessus du niveau de la mer. Mais ces deux causes générales de la température sont singulièrement modifiées par la nature du sol, par sa

culture, par la présence de forêts, de montagnes, par la direction des vents, etc. (*Voyez* TEMPÉRATURE MOYENNE).

L'espace compris entre deux lignes isothermes s'appelle une zone ou une bande isotherme. Chaque hémisphère (boréal et austral) peut être ainsi divisé en un nombre déterminé de zones. La zone torride est comprise entre les lignes isothermes de 30° et de 25°, 3 de température moyenne; la zone polaire paraît être comprise, d'après des observations récentes, entre 23° et 30° au-dessous de zéro. — M. Alex. de Humboldt, auquel on doit déjà tant de découvertes dans toutes les branches des connaissances positives de l'homme, a surtout bien mérité de la science par la détermination des lignes et zones isothermes, et des températures moyennes de la terre.

ITACONIQUE (Acide). *Voyez* CITRIQUE. (Acide).

J.

JAMAÏCINE. Principe cristallin blanc, insipide, inodore, trouvé par *Hutten-Schmidt* dans l'écorce de *Geoffroya surinamensis*. Il est très-soluble dans l'eau bouillante. Le éblore le colore en rouge. Composition inconnue.

JAPONIQUE (Acide). Corps pulvérulent, noir, obtenu par *M. Svanberg* en dissolvant la catéchine dans un excès de potasse caustique, en abandonnant la solution au contact de l'air, en la sursaturant par l'acide acétique et en évaporant à siccité. L'acide japonique se dissout dans l'eau bouillante, et se dépose par le refroidissement de la liqueur; il ne forme pas des sels cristallisables. *M. Svanberg* lui assigne la formule : $C^{12} H^4 + HO$.

JATROPHIQUE (Acide). Liquide incolore, acide, découvert en 1818 dans le pignon d'Inde (*Jatropha curcas*) par *Pelletier* et *Caventou*. Il a une odeur pénétrante et une saveur âcre, désagréable. Le *jatrophate d'ammoniaque* donne avec les sels de protoxyde de fer un précipité couleur isabelle, et un précipité blanc avec les sels de plomb, d'argent et de cuivre.

JAUNE. Une des sept couleurs du spectre solaire. (*Voyez* COULEURS, LUMIÈRE). C'est la troisième en commençant à compter par la moins réfrangible, c'est-à-dire, le rouge. Les corps ne nous paraissent jaunes que parce que leur surface réfléchit les rayons jaunes en beaucoup plus grand nombre que les autres.

JAUNE DE CASSEL. Matière colorante jaune, qui se prépare en calcinant ensemble 1 p. de sel ammoniac et 4 p. de litharge. On n'en fabrique plus, depuis que l'on connaît le chromate de plomb.

JAUNE DE TURNER. Matière d'un très-beau jaune, employée dans la peinture. On l'obtient par la calcination de l'oxychlorure de plomb.

JAYET. Substance minérale, placée par *Haüy* dans la classe des bitumes. Quelques minéralogistes lui donnent le nom de *succin noir* ou de *lignite jayet*.

JERVINE. Matière blanche, cristalline, trouvée par *M. Simon* dans la racine de *Veratrum album*, où elle est associée à la véraltrine et à la sabadilline. On l'obtient en traitant l'extrait alcoolique par l'acide chlorhydrique, et en précipitant le liquide filtré par le carbonate de soude. Le précipité (jervine) est dissous par l'alcool, et la solution décolorée par le charbon. La jervine est très-peu soluble dans l'eau, et se dissout facilement dans l'alcool. Sa formule n'a pas été déterminée.

JET D'EAU. Filet d'eau jaillissant de l'orifice d'un tuyau horizontal ou incliné. Pour avoir un jet d'eau vertical, l'orifice doit être pratiqué dans une paroi horizontale. Pour avoir un jet d'eau parabolique, l'orifice doit être percé dans une paroi inclinée. La direction du jet est la résultante de la force de pesanteur, qui est toujours verticale, et de la force d'impulsion, qui est toujours perpendiculaire à la paroi. Tout jet suppose un réservoir d'eau dont le niveau soit plus élevé que celui de l'eau du tuyau où est pratiqué l'orifice. La hauteur théorique du jet vertical devra donc être égale à l'élévation du niveau du réservoir au-dessus du niveau de l'orifice. Mais le jet réel n'atteint jamais la hauteur du jet théorique; plusieurs causes s'y opposent. Ces causes sont le frottement des parois et des bords de l'orifice du tuyau, la résistance de l'air atmosphérique, et le déchet de mouvement que les molécules liquides retombantes produisent à l'encontre des molécules ascendantes. Pour obtenir des jets qui approchent le plus de la hauteur théorique, il faut que les carrés des diamètres des tuyaux de conduite soient entre eux en raison composée des carrés des diamètres des ajutages et des racines carrées des

hauteurs des réservoirs; la platine (plaque dans laquelle est percé l'orifice circulaire) doit être bien polie, mince, d'une épaisseur uniforme, et percée perpendiculairement; il faut éviter, autant que possible, de couder les tuyaux à angle droit; car le choc du courant contre ces angles ferait perdre une partie de la vitesse acquise.

JOHANITE. Minéral d'un beau vert-pré,

peu dur et d'un éclat vitreux. Il est soluble dans l'eau. On le rencontre dans les travaux abandonnés de la mine d'Elias, près de Joachimsthal en Bohême. C'est un sulfate double de deutoxyde d'urane et de deutoxyde de cuivre.

JUGLANDINE. Extrait du brou de noix impur (*Juglans regia*). Sa composition est inconnue.

K

KAEMPFÉRIDE. Substance jaunâtre, insipide, inodore, fusible au-dessus de 100°, soluble dans 2; p. d'éther, moins soluble dans l'eau et dans l'alcool. Elle a été obtenue par Brandes en épuisant la racine de galanga (*Amomum galanga*) par l'éther, dans un appareil de déplacement.

KALIAM. Voyez POTASSIUM.

KAOLIN. Voyez PORCELAINE.

KERMÈS MINÉRAL. Voyez ANTIMOÏNE (Sulfure).

KININE. Voyez QUININE.

KINIQUE (Acide). Voyez QUINIQUE (Acide).

KRAMÉRIQUE. (Acide). Corps cristallin, d'une saveur astringente, trouvé par Peschier

dans l'extrait de ratanhia (*Krameria triandra*). Il forme avec les bases des sels cristallisables. Sa formule n'a pas été déterminée.

KUFFERNICKEL. Minéral de nickel et de cuivre.

KYANOL. Alcatoïde extrait par Runge du goudron de houille. C'est un liquide oléagineux, d'une odeur vineuse agréable et d'une saveur aromatique. Il bout à 182°, et brûle avec une flamme fuligineuse. Son poids spécifique est 1,020 à 16°. Très-peu soluble dans l'eau, il est miscible en toutes proportions à l'alcool et à l'éther. Le kyanol forme avec les acides des sels bien cristallisables. Sa composition est identique avec celle de l'aniline. M. Hofmann lui assigne la formule : C¹² H⁷ N.

L

LACTATES. Voyez LACTIQUE (Acide).

LACTINE. Voyez SUCRE DE LAIT.

LACTIQUE (Acide). Acide découvert par Scheele en 1780. C'est un liquide sirupeux, légèrement jaunâtre, inodore, et d'une saveur aigrelette très-marquée. Il est très-soluble dans l'eau; il se dissout également dans l'alcool et dans l'éther. Sa densité est 1,213 à 20°. L'acide nitrique le transforme en acide oxalique. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose en acide acétique, en un résidu charbonneux, et en une poudre blanche qui ne diffère de l'acide lactique ordinaire que par une moindre quantité d'eau; c'est l'*acide lactique volatilisé solide*. La composition de ce dernier acide est : C⁶ H⁴ O⁴, tandis que celle de l'acide lactique liquide s'exprime par la formule : C⁶ H⁶ O⁴.

L'acide lactique se forme par la fermentation du sucre de lait. Il existe dans le petit-lait, dans le jus aigri de betteraves, de pois, de lentilles, dans la pâte de farine fermentée, dans la choucroute, etc. On le rencontre aussi dans l'économie animale. Pour se le procurer, on évapore le petit-lait aigri jusqu'à un certain volume; par l'addition de la chaux on sature l'acide lactique, en même temps qu'on précipite le phosphate de chaux que renferme naturellement le petit-lait en dissolution, à l'aide de l'acide lactique. Le lactate de chaux est soluble; on peut le précipiter par l'acide oxalique ou par le carbonate de plomb. Le

meilleur procédé de préparation consiste à abandonner le jus de betteraves, de haricots, de lentilles, etc., à la fermentation pendant plusieurs jours; à concentrer la liqueur par l'évaporation, à la reprendre par l'alcool, à évaporer la solution alcoolique, à traiter le résidu par l'eau, et à précipiter la solution aqueuse par le carbonate de zinc. Pour avoir l'acide lactique, on n'a ensuite qu'à décomposer le lactate de zinc par l'hydrogène sulfuré ou par l'acide oxalique. Braconnot avait le premier reconnu l'acide lactique dans le jus de betteraves; il lui avait donné le nom d'*acide nancéique*.

L'acide lactique forme avec les bases des sels solubles analogues aux acétates. Les *lactates*, quelque concentrés qu'ils soient, contiennent toujours 1 équivalent d'eau. Ils sont tous solubles dans l'eau. Les lactates sont en général neutres. M. Pelouze a récemment constaté que les lactates soumis à la distillation donnent un produit analogue à l'acétone il lui a donné le nom de *lactone*. Le *lactate de chaux* est très-blanc, et cristallise en aiguilles prismatiques; il contient 6 équivalents d'eau. Le *lactate de cuivre* cristallise en prismes à quatre pans, et renferme 3 éq. d'eau. Les *lactates de zinc* et de *magnésie* sont isomorphes; ils cristallisent tous deux en prismes à quatre pans, et renferment 4 éq. d'eau. Les *lactates de baryte* et de *plomb* ne cristallisent pas.

LACTONE. Voyez LACTIQUE (Acide).

LACTUCINE. Voyez LAITUE (Suc de).

LACTUCIQUE (Acide). Acide que M. Pfaff a trouvé dans le suc du *Lactuca virosa*. D'après M. Walz, cet acide n'est que l'acide ovalique.

LADANUM. Résine brunâtre, odorante, molle, provenant du *Cistus creticus*.

LAIT. Liquide blanc, sécrété par les glandes mammaires des animaux mammifères. Ce liquide a, sous le rapport de son organisation globulaire, beaucoup d'analogie avec le sang. Considéré sous le point de vue chimique, le lait est un composé de matière grasse (*beurre*), d'une matière azotée (*caséum*), analogue à la fibrine, d'une substance sucrée (*suc de lait*), et de matières salines (*chlorures, phosphates et lactates alcalins*) en dissolution dans de l'eau. Par le repos, la matière grasse, plus légère, se rassemble à la surface du lait, et constitue la *crème*, qui préserve en quelque sorte les couches inférieures du lait de l'action oxydante de l'air. En enlevant cette couche supérieure, et en abandonnant le lait au contact de l'air, on remarque que le lait s'aigrit : le sucre de lait éprouve alors une véritable fermentation en se transformant en acide lactique. La présence de cet acide détermine en même temps la précipitation du caséum.

Le lait sortant des mamelles est toujours alcalin. Il n'offre une réaction acide que par suite de l'altération que nous venons de signaler. Pour se procurer le caséum, on traite le lait par l'alcool ou un acide minéral faible, qui détermine la formation de caillots qu'on lave convenablement, pour enlever toute trace de l'acide employé. Le beurre s'extrait par une opération purement mécanique. Le sucre s'obtient sous forme cristalline, en évaporant le petit-lait clarifié. Ce sucre de lait renferme de faibles proportions de sels alcalins. MM. Henry et Chevalier ont analysé le lait des principales espèces de mammifères, et sont arrivés aux résultats suivants :

	Lait de vache	Lait de vache	Lait de femme	Lait de chèvre	Lait de brebis
caséum sec	4,48	1,82	1,32	4,02	4,30
beurre.....	5,15	0,11	3,35	5,32	4,20
sucre de					
lait sec.....	4,77	6,08	6,30	5,23	5,00
sels.....	0,60	0,54	0,45	0,58	0,68
eau.....	87,02	91,65	87,95	86,80	85,62

Les annales de la science renferment plusieurs exemples d'individus mâles dont les glandes mammaires se sont développées au point de sécréter un liquide lactescent (lait de bouc, lait d'homme, etc.) Ce liquide, sécrété d'une manière en apparence aussi anormale, est-il ou n'est-il pas identique avec le lait des femelles? M. Schlossberger (*Annalen der Chemie*, année 1814) vient de résoudre cette question affirmativement par l'analyse du lait d'un bouc. Seulement, en comparant cette analyse à celle du lait de vache, il a trouvé que le lait de bouc est plus riche en caséum, et pro-

portionnellement plus pauvre en beurre et en sucre de lait, que le lait de vache.

LAIT DE CHAUX. Voyez CHAUX.

LAITON. Voyez CUIVRE, ALLIAGES.

LAITUE (Suc de). On l'obtient par l'incision des feuilles et des tiges de différentes espèces de laitue (*Lactuca sativa*, *L. virosa*). Ce suc a l'odeur et la saveur de l'opium, dont il partage les propriétés narcotiques, quoiqu'à un degré plus faibles. Il porte dans les officines le nom de *thridace* ou de *tactucarium*. En traitant ce suc par un mélange d'alcool et de vinaigre, et en précipitant la liqueur par un acétate de plomb, on obtient, par la décomposition du sel plombique au moyen de l'hydrogène sulfuré, la *lactucine* sous forme de cristaux jaunâtres. La lactucine paraît être le principe actif de l'extrait de laitue. Elle est soluble dans l'alcool et dans environ 70 parties d'eau froide; elle est moins soluble dans l'éther. Son analyse n'a pas été faite.

LAMPE DE SURETÉ. Davy avait imaginé un appareil formé d'une cage cylindrique de 3 à 4 centimètres de diamètre, recouverte d'une toile métallique, et contenant dans l'intérieur un fil de platine, dont l'incandescence suffisait pour éclairer. Cette lampe était employée par les ouvriers qui travaillaient dans les mines où se trouvaient accumulés des gaz explosifs. Cet appareil a été remplacé aujourd'hui par des inventions plus sûres et plus appropriées.

LAMPIQUE (Acide). Voyez ALDÉHYDIQUE (Acide).

LANterne MAGIQUE. Machine destinée à faire paraître en grand, sur une muraille blanche ou sur une toile tendue dans un lieu obscur, des figures peintes en petit sur des morceaux de verre mince, et avec des couleurs bien transparentes. La grandeur de l'image est en raison de la distance de la lentille à l'objet. La lanterne magique a été inventée par le père Kirker, au dix-septième siècle.

LANthane. (De *λανθάνω*, je suis caché, faisant allusion à la combinaison intime du lanthane avec le cérium dans la CÉRITE.) Le lanthane est un métal qui a été découvert récemment dans la *cerite*, par Mosander. On ne possède sur ce métal que des notions encore imparfaites. L'acide de cérium, préparé par des procédés ordinaires, contient à peu près $\frac{2}{3}$ d'oxyde de lanthane, dont la présence altère à peine les propriétés du cérium (Mosander). Pour obtenir le lanthane, on calcine fortement l'azotate d'oxyde de cérium lanthanifère. Par suite de la calcination, l'oxyde de cérium devient insoluble dans les acides étendus, tandis que l'oxyde de lanthane, qui est une base très-forte, se dissout dans ces mêmes acides. En traitant par l'acide azotique, étendu de 100 parties d'eau, le résidu de la calcination de l'azotate de cérium, on obtient une dissolution d'oxyde de lanthane, l'oxyde de cérium restant insoluble

L'oxyde de lanthane se présente sous la forme d'une poudre rouge-brique. Dans l'eau bouillante il se convertit en un hydrate blanc, qui bleuit le papier de tournesol rougi par un acide. Les sels de lanthane sont colorés en rose, et doués d'une saveur acribe, astringente. Ils ne sont précipités par le sulfate de potasse qu'autant qu'ils contiennent du cérium.

L'oxyde de lanthane est irréductible par les moyens ordinaires. Pour obtenir le lanthane, il faut d'abord convertir l'oxyde en chlorure, et traiter ensuite celui-ci au moyen du potassium. On obtient alors le lanthane sous la forme d'une poudre grise d'un éclat métallique, qui décompose l'eau à chaud en se transformant en oxyde de lanthane blanc hydraté.

L'équivalent du lanthane n'a pas été exactement évalué. Le lanthane existe dans la cerite et dans la tscheckinite, minerais (silicate de cérium et de lanthane) récemment découverts par G. Rose.

LAPATHINE. Matière résinoïde, jaunâtre, amère, trouvée par M. Herberger dans le *Rumex obtusifolius*. Composition inconnue.

LAPIS LAZULI. Pierre d'un beau bleu d'azur. C'est un silicate d'alumine, mêlé de traces d'oxyde de fer et de sels calcaires. Peut-être sa coloration bleue est-elle due à la présence d'une petite quantité d'oxyde de cobalt.

LAQUE. Matière colorante, combinée avec l'alumine. On prépare les laques en dissolvant les matières colorantes dans l'eau, et en précipitant ces solutions par l'alun, que l'on décompose par l'ammoniaque.

LATITUDE. On distingue deux sortes de latitudes, l'une septentrionale ou boréale, l'autre méridionale ou australe. La latitude septentrionale est la distance à l'équateur, pour les pays situés entre l'équateur et le pôle nord. La latitude méridionale est la distance à l'équateur, pour les pays situés entre l'équateur et le pôle sud.

La latitude d'un pays est mesurée par l'arc du méridien compris entre l'équateur et le zénith du lieu. La latitude d'un lieu est égale à la hauteur du pôle pour ce lieu : car si le pôle était à l'horizon, le zénith serait précisément à l'équateur. Pour trouver aisément la hauteur du pôle, il faut choisir une des étoiles les plus proches du pôle, et qui font leurs révolutions journalières sans passer sous l'horizon. On observe sa hauteur méridienne dans le temps qu'elle passe dans la partie supérieure du cercle qu'elle décrit autour du pôle ; on observera encore sa hauteur méridienne dans la partie inférieure de son cercle, et l'on prendra la différence entre la plus grande et la plus petite de ces hauteurs. La moitié de la différence mesure la distance de cette étoile au pôle ; en l'ajoutant à la plus petite hauteur de l'étoile sur l'horizon, ou en la retranchant de la plus grande, on aura la hauteur du pôle sur l'horizon du lieu de

l'observateur, et par conséquent la latitude de ce lieu.

LAUDANUM (de Sydenham). Vin d'opium. On l'obtient en faisant macérer pendant 12 à 15 jours, et au soleil, 2 parties d'opium choïsi, 1 p. de safran, 1 p. de cannelle, 1 p. de girofle, dans 500 p. de Malaga. On passe la liqueur et on la filtre. Vingt gouttes de ce laudanum équivalent environ à 1 grain d'opium.

LAURINE. Matière cristalline, qui s'obtient en épuisant les baies de laurier (*Laurus nobilis*) par l'alcool bouillant. Elle est très-peu soluble dans l'eau et dans l'alcool froid. L'odeur et la saveur rappellent celles de l'essence de laurier.

LÉCANORINE. M. Schneck donne ce nom à une masse cristalline qu'on obtient en épuisant par l'éther les lichens colorants (*Vario-laria lactea*), dans un appareil de déplacement. La lécanorine, insoluble dans l'eau et très-peu soluble dans l'alcool froid, se transforme, par l'action des alcalis, en acide carbonique, et en une matière identique, par ses propriétés, avec l'orcine de Robiquet.

LÉGUMINE. (*Caséine végétale.*) Principe azoté contenu dans la plupart des plantes de la famille des Légumineuses. Pour l'obtenir, on jette sur un tamis fin un mélange d'eau et de bouillie de haricots, de pois, de lentilles, etc. La liqueur filtrée laisse, par le repos, déposer la féculé, tandis que la légumine reste en dissolution. On traite ce liquide décauté par un peu d'acide acétique qui précipite la légumine, qu'on purifie par des lavages à l'eau, à l'alcool et à l'éther. La légumine ainsi préparée ressemble à l'empois d'amidon. A l'état sec, elle est transparente, et se liquéfie par la chaleur. Elle est très-soluble dans les acides oxalique et tartrique étendus. Sa solution est précipitée par le tannin et par les acides minéraux. La légumine renferme environ 50 pour cent de carbone, 6 p. cent d'hydrogène, 18 p. cent d'azote et 24 p. cent d'oxygène.

LEUCOME. Amidon légèrement torréfié, et rendu soluble dans l'eau froide. On l'emploie dans les arts, à la place de la gomme arabique, pour épaissir les couleurs.

LENTILLES. Corps solides diaphanes, destinés à augmenter ou à diminuer la convergence des faisceaux lumineux qui les traversent. Les lentilles sphériques, c'est-à-dire celles dont les surfaces sont des plans ou des sphères, sont le plus habituellement employées dans les instruments d'optique. On admet six lentilles différentes, d'après toutes les combinaisons possibles des surfaces planes et sphériques : 1^o la lentille bi-convexe, formée de deux surfaces sphériques, convexes ; 2^o la lentille plan-convexe ; 3^o la lentille ménisque convergent, formée par deux surfaces sphériques, l'une concave et l'autre convexe, le rayon de la première étant plus grand que le rayon de la seconde ; 4^o la lentille bi-concave ; 5^o la lentille plan-concave ; 6^o la lentille

ménisque divergent, formée par deux surfaces sphériques, l'une concave et l'autre convexe, le rayon de la première étant plus petit que le rayon de la seconde.

Le point où tous les rayons lumineux se coupent après leur réfraction est le *foyer réel* de la lentille; le foyer s'appelle *virtuel*, s'il est seulement le point de concours de leur prolongement. L'*axe* de la lentille est la ligne mathématique qui joint les deux centres de courbures de ses deux faces. L'*ouverture* de la lentille est l'angle sous lequel elle est vue du foyer principal; cet angle ne dépasse guère 10 à 12°. Si cet angle est plus grand, il y a *aberration de sphéricité*, c'est-à-dire que les rayons qui arrivent sur les bords de la lentille ne concourent plus exactement avec les rayons qui passent près de l'axe.

LESSIVE (*lixivium*). Liqueur alcaline concentrée. Ce mot s'applique surtout aux dissolutions concentrées de potasse et de soude.

LEUCINE. Corps cristallisé sous forme de feuillets blancs, brillants, sublimables à 170°, sans se décomposer. On l'obtient par l'action de l'acide sulfurique sur la chair musculaire, la laine et la caséine végétale. La leucine se change, par l'action de l'acide nitrique, en *acide nitro-leucique*.

LEUCOL. Principe alcalin, oléagineux, incolore, extrait par M. Runge du goudron de houille. Il bout à 240°, et ne se solidifie pas à -20°. Il brûle avec une flamme fuligineuse. Sa densité est 1,081 à 10°. Insoluble dans l'eau, il est miscible en toutes proportions à l'alcool et à l'éther. Il forme avec la plupart des acides des composés cristallisables. M. Hofmann assigne au leucol la formule : C¹⁶ H⁸ N.

LEVIER. Tige de fer, de bois ou de toute autre matière, au moyen de laquelle une puissance, aidée d'un point d'appui, peut vaincre ou soutenir une résistance. En théorie, le levier est une ligne droite, inflexible et sans poids, sur laquelle sont déterminés les intervalles auxquels sont appliquées la puissance, la résistance et le point d'appui. Si cette ligne est courbe, sa courbure se réduit toujours à la distance qui sépare entre elles la puissance, la résistance, et le point d'appui. On distingue trois genres de *leviers*. Le *levier du premier genre* est celui dans lequel le point d'appui C est placé entre la puissance P et la résistance R :

$$P \text{ --- } C \text{ --- } R.$$

Le *levier du second genre* est celui dans lequel la résistance R se trouve entre la puissance P et le point d'appui C :

$$P \text{ --- } R \text{ --- } C.$$

Le levier du troisième genre est celui dans lequel la puissance P est située entre la résistance R et le point d'appui C :

$$C \text{ --- } P \text{ --- } R.$$

Les distances de la puissance et de la résistance au point d'appui s'appellent les *bras de levier*. Si les bras de levier sont égaux, et la

puissance égale à la résistance, il y aura équilibre. C'est le cas de la balance, qui présente l'idée d'un levier de premier genre.

La force du levier repose sur le principe suivant : l'arc décrit par chaque point d'un levier est comme la distance de ce point au point d'appui, d'où il suit que la puissance ou la résistance augmente en raison de sa distance au point d'appui. Pour qu'il y ait équilibre, il faut que le produit de la puissance multipliée par la longueur du bras de levier correspondant, soit égal au produit de la résistance multipliée par la longueur de son bras de levier. Il résulte de là qu'avec une puissance très-petite, appliquée à un bras de levier proportionnellement très-long, on peut soulever un poids très-considérable. En effet, la puissance est à la résistance en raison inverse des bras de levier. Dans le levier du premier genre, la puissance peut être ou plus grande, ou plus petite, ou égale au poids; dans le levier du second genre, la puissance est toujours plus petite que le poids; elle est toujours plus grande dans le levier du troisième genre; ce dernier genre de levier est celui que la nature a employé le plus fréquemment dans l'économie animale. Ainsi, quand nous soutenons un poids attaché au bout de la main, ce poids doit être considéré comme fixé à un bras de levier dont le point d'appui est dans le coude, et dont la longueur est égale à l'avant-bras. Or un poids est soutenu en cet état par l'action des muscles, dont la direction est fort oblique à ce bras de levier, et dont, par conséquent, la distance au point d'appui est beaucoup plus petite que celle du poids.

L'effort des muscles doit donc être beaucoup plus grand que le poids. Plus la puissance appliquée à un levier est proche du point d'appui, moins elle a de chemin à faire pour faire parcourir au poids un très-grand espace. Or l'espace à parcourir par la puissance était ce que la nature avait le plus à ménager dans la structure du corps. C'est pourquoi la direction des muscles est peu distante du point d'appui; mais aussi ces muscles sont plus forts en proportion.

LEVURE DE BIÈRE. Voyez FERMENT.

LICHÉNE. Corps blanc, non cristallin, découvert par Berzelius dans le lichen d'Islande. Il se gonfle dans l'eau, et donne une gelée blanche qui est colorée en bleu par l'iode. Il se transforme en sucre par l'action de l'acide sulfurique étendu et bouillant. Ainsi donc, la lichéne présente des propriétés identiques avec celles de l'amidon. Mulder lui assigne la formule : C¹² H¹⁰ O¹⁰.

LIE DE VIN. Voyez FERMENT.

LIEUE. Ancienne mesure de route. La grandeur des lieues n'est pas partout la même : elle varie suivant les différents pays. La lieue commune de France est de 4444 mètres 4 centimètres; il y en a 23 pour un degré de latitude. La lieue marine est de 3333 mètres 3 centimètres.

LIGNE. Étendue supposée sans largeur et sans profondeur : c'est une suite de points qui se touchent tous. On donne encore le nom de ligne à la douzième partie du pouce (ancienne mesure).

LIGNE A PLOMB. Ligne perpendiculaire à l'horizon. On donne aussi ce nom à une ligne droite formée par un fil à l'extrémité duquel est attaché un poids qui tend toujours vers le centre de la terre, en vertu de la pesanteur. On s'en sert pour placer certains instruments mathématiques dans une position convenable.

LIGNE DES APSIDES. Ligne droite tirée de l'aphélie d'une planète à son périhélie. Cette ligne représente donc le grand axe de l'orbite d'une planète.

LIGNEUX (Synonymes : *Bois*; *Cellulose*.) Tissu utriculaire des végétaux. Sa composition est la même que celle de l'amidon sec. La moelle de sureau et d'autres plantes est du ligneux à peu près pur. Le bois est du ligneux impur. M. Dumas donne le nom de *cellulose* à la trame du tissu cellulaire, et le nom de *sclérogène* au contenu des cellules. Cette dernière matière est soluble dans les alcalis et dans les acides concentrés, tandis que le squelette (ligneux) qui l'enveloppe est insoluble dans tous les véhicules. Cependant, le ligneux pur (moelle de sureau) se dissout dans l'acide sulfurique concentré; cette dissolution est incolore, tandis que le bois ordinaire donne avec l'acide sulfurique une dissolution d'un brun plus ou moins foncé. Le bois est plus carboné que le ligneux pur. Par l'action de la potasse, du chloro, de l'air, du rouissage, etc., on parvient à enlever à la fibre ligneuse du chanvre, du lin, du coton, les matières étrangères nuisibles à la préparation des tissus. Les fibres du coton, vues au microscope, sont aplaties, contournées, ridées, de 1 ou 2 centièmes de millimètres de diamètre. Le lin, vu au microscope, présente des filaments droits, cylindriques, lisses, mêlés de filaments à nœuds, plus gros et semblables à de petits bambous. Le chanvre se compose de filaments à nœuds d'environ 3 centièmes de millimètres, tandis que ceux du lin ne sont que de 1 centième de millimètre de diamètre. C'est à l'aide du microscope qu'on est parvenu à constater que les enveloppes des momies égyptiennes sont des tissus de lin, et non des tissus de coton.

LILACINE. Voyez SYRINGINE.

LIMAILLE. Parcelles métalliques, provenant de l'action de la lime. Ce mot s'applique surtout au fer et au cuivre très-divisés.

LIMONNE. Matière pulvérulente, blanche, cristalline, très-amère, obtenue par M. Bernays en épuisant par l'alcool froid les pépins de citron pilés et réduits avec l'eau. Elle est insoluble dans l'eau et dans l'éther. Composition inconnue.

LIPIQUE (Acide). Corps cristallin blanc, sublimable, sous forme d'aiguilles allongées, soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il a été

trouvé par M. Laurent dans les produits de réaction de l'acide nitrique sur l'acide oléique. Formule de l'acide cristallisé : $C^5 H_4 O^5$.

LIQUEUR DE CADET. Voyez ALCARSINE.

LIQUEUR DE CAILLOUX. Voyez POTASSE (Silicate).

LIQUEUR FUMANTE DE LIBAVIUS. Voyez ÉTAIN (Composés chlorés).

LIQUEUR DES HOLLANDAIS. Voyez HYDROGÈNE BICARBONÉ.

LIQUEUR DE LAMPADIUS. Voyez CARBONE (Sulfure).

LIQUEUR DE THOMSON. Voyez SOUFRE (Chlorure).

LIRIODENDRINE. Matière amère, cristallisable, sous forme de lamelles analogues aux cristaux d'acide borique. Peu soluble dans l'eau, elle se dissout aisément dans l'alcool et dans l'éther. Elle a été découverte par M. Emmet dans l'écorce de la souche du *Liriodendron tulipifera*.

LITHARGE. Voyez PLOMB (Oxyde).

LITHIUM. (De λίθος, pierreux, parce que ce corps se rencontre essentiellement dans le règne minéral). Le lithium est un corps simple très-rare. Il ressemble au sodium. Il ne s'enflamme, dans aucun cas, au contact de l'eau. Cependant l'eau est décomposée : il se dégage de l'hydrogène, et l'oxyde de lithium (*lithine*) reste en dissolution. Davy a séparé le lithium de la lithine, au moyen de la pile électrique. Formule du lithium : $L = 89,06$

Oxyde de lithine. (Synonyme : *Lithine*.)

La lithine n'existe qu'à l'état d'hydrate, comme la soude, avec laquelle elle a beaucoup de ressemblance. Elle est blanche, un peu transparente; du reste, elle n'est point déliquescente, et se dissout moins facilement dans l'eau que la potasse et la soude. Sa saveur est caustique comme celle de la potasse et de la soude. Exposée à l'air, elle se change en carbonate. Elle fond à la chaleur rouge et attaque les vases de platine; aussi ne doit-on la fondre que dans des vases d'argent. Elle communique une belle couleur purpurine à la flamme de l'alcool. Cette coloration de la flamme indique la présence de la lithine dans les essais au chalumeau. La lithine est une substance peu répandue dans la nature. On la rencontre dans la *tourmaline verte* (4 p. cent), dans le *lépidolithe* (4,6 p. c.), dans l'*amblygonite* (11,10 p. c.), dans le *petalithe* (5,7 p. c.), dans le *Slodumen* (8,8 p. c.). On l'a trouvée dans quelques eaux minérales, comme celles de Carlsbad et d'Uger en Bohême. La quantité de lithine qui se combine avec 100 d'oxygène est :

89,573

100 oxygène.

$\frac{100}{89,573} = 1$ équivalent de lithine = LO.

Ainsi, l'équivalent de la lithine est à peu près trois fois plus petit que celui de la soude. La lithine a été découverte en 1817, par Arfwedson, qui l'avait d'abord confondue avec la soude. Les sels de lithine ont une saveur et

une réaction alcaline. Ils sont blancs ou incolores, excepté ceux dont les acides sont naturellement colorés, comme l'acide chromique. Caractères des sels de lithine :

1° La potasse ou la soude n'y produit point de précipité ;

2° Le carbonate de potasse ou de soude ne les précipite pas à chaud, tandis qu'il les précipite à froid ;

3° L'acide phosphorique ou les phosphates alcalins y donnent immédiatement un précipité blanc, à froid et à chaud ;

4° Les sels de lithine communiquent une teinte purpurine à la flamme de l'alcool.

Principaux sels de lithine. Carbonate. Il est peu soluble dans l'eau. Sa réaction est alcaline, et fond au rouge sans se décomposer ; il donne, par refroidissement, une masse qui à l'aspect de l'émail. Il attaque le platine, comme, du reste, tous les composés de lithine.

Borate. Il est soluble dans l'eau, et possède toutes les propriétés du borax.

Phosphate. C'est de tous les sels de lithine le moins soluble dans l'eau.

Azotate. Il est très-fusible, et se dissout dans l'eau en proportion de la température. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, très-déliquescents à l'air humide. Il ressemble beaucoup aux azotates de potasse et de soude.

Sulfate. Il est inaltérable à l'air, et plus soluble dans l'eau que le sulfate de potasse.

Sulfate double d'alumine et de lithine. C'est une véritable espèce d'*alum* ; il cristallise en octaèdres comme l'*alum* ordinaire.

LITHOFELLIQUE (Acide). Corps blanc, cristallin, insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'éther et très-soluble dans l'alcool. Il fond à 205° ; chauffé au delà de cette température, il se concrète, par le refroidissement, en une matière amorphe. Celle-ci fond déjà entre 105° et 110°. L'acide lithofellique a été découvert par M. *Goebel* dans le bézoard oriental, espèce de calcul biliaire. On l'obtient en traitant le bézoard par l'alcool bouillant. M. *Wöhler* assigne à l'acide lithofellique la formule : $C^{40} H^{35} O^7 + HO$. L'acide lithofellique est changé par l'acide nitrique en acide *pyrothofellique*, que MM. *Malaguti* et *Sarzeau* représentent par la formule : $C^{40} H^{34} O^6$.

LITRE. Mesure de capacité. C'est la millième partie du mètre cube.

LIVRE. Ancienne mesure en poids, de la valeur approximative de 300 grammes. La livre ancienne contenait 2 mares, ou 16 onces, ou 128 gros, ou 594 deniers, ou 9216 grains.

LIXIVIATION. Action de retirer des cendres les sels alcalins qu'elles contiennent. On enlève ces sels par voie de dissolution, au moyen de l'eau.

LOI DE BREWSTER. Cette loi a une grande importance en optique. En voici l'énoncé : *la tangente de l'angle de polarisation est égale à l'indice de réfraction*, ou, en d'au-

tres termes, *l'angle de polarisation est celui pour lequel le rayon réfléchi est perpendiculaire au rayon réfracté correspondant.*

LOI DE MARIOTTE. Cette loi se rapporte au volume que les gaz occupent, sous l'influence de différentes pressions. En voici l'énoncé : *Les volumes des gaz sont en raison inverse des pressions.* Ainsi, l'air, dont le volume est = 1, sous la pression atmosphérique = 1, sera réduit à 1/2 vol. sous une pression atmosphérique double, à un 1/3 vol. sous une pression triple, etc. Cependant cette loi n'a pas une valeur universelle. Elle ne s'applique rigoureusement qu'à l'air atmosphérique, à l'oxygène, à l'azote, à l'hydrogène, au bioxyde d'azote et à l'oxyde de carbone. Le gaz sulfureux, le gaz ammoniac, le gaz acide carbonique et le protoxyde d'azote commencent à être plus compressibles que l'air, dès que leur volume est réduit au tiers ou au quart. Le gaz hydrogène protocarboné ne se liquéfie pas sous la pression de 100 atmosphères, la température étant de 3 ou 10°, et ils ont une compressibilité sensiblement plus grande que celle de l'air.

LOI DE SOLUBILITÉ. Voyez SOLUBILITÉ.

LOIS DE KEPLER. Ces lois, qui régissent le mouvement des planètes, sont au nombre de trois. En voici l'énoncé : 1° Les planètes, dans leur mouvement autour du soleil, décrivent des ellipses dont l'un des foyers est occupé par le soleil. Cette loi se trouve indiquée dans le célèbre ouvrage de Kepler : *Nova Physica caelestis, tradita commentariis de stella Martis*, 1609. 2° Les carrés des temps périodiques des planètes sont comme les cubes de leurs distances à leur astre central. Cette loi fut découverte en 1618. (*Harmonices, sectio V*, pag. 139). 3° Les aires sont proportionnelles aux temps ; c'est-à-dire que les temps qu'une planète emploie à parcourir les différents arcs de son orbite sont entre eux comme les aires triangulaires décrites par ces arcs, et par deux lignes droites (rayons vecteurs) tirées de leurs extrémités à l'astre central.

LOIS DU MOUVEMENT. On distingue deux sortes de mouvements, le mouvement simple et le mouvement composé. Les lois générales du mouvement simple sont : 1° Tout corps une fois mis en mouvement, continue à se mouvoir dans la direction et avec le degré de vitesse qu'il a reçu, si son état n'est changé par quelque cause nouvelle. Cette loi est une conséquence de l'inertie (Voyez INERTIE). 2° Le changement qui arrive en plus ou en moins au mouvement d'un corps est toujours proportionné à la cause qui le produit. 3° La réaction est toujours égale à l'action ou à la compression. Les lois du mouvement composé peuvent toutes se réduire à une seule, dont voici l'énoncé : Quand un corps est sollicité au mouvement par plusieurs puissances agissant en même temps et selon différentes directions, ou il demeure en équilibre, ou bien il prend un mouvement qui suit le rapport des puis-

sances entre elles pour la vitesse ; et il reçoit une direction moyenne entre celles des puissances auxquelles il obéit.

LONGITUDE. Distance du méridien d'un lieu au premier méridien. La longitude d'un lieu se mesure par l'arc de l'équateur ou de l'un de ses parallèles, compris entre le premier méridien et le méridien du lieu dont on cherche la longitude. On compte pour notre globe 360 degrés de longitude. Le méridien d'où l'on commence à compter les longitudes est de pure convention. Aussi toutes les nations ne le font-elles pas passer par le même lieu. Ainsi, pour les Français, le premier degré de longitude passe par l'observatoire de Paris, pour les Anglais par Greenwich, pour les Allemands par l'île de Fer, etc. Pour déterminer la longitude, il s'agit de savoir quelle heure il est à l'endroit où l'on se trouve, et en même temps quelle heure il est à un autre lieu dont la longitude est connue, par exemple, à Paris. Par là on connaît le degré de longitude du lieu où l'on est ; car la longitude est la différence qui se trouve entre ces deux heures. Les observations des éclipses des satellites de Jupiter, surtout du premier, sont un moyen sûr de résoudre ce problème pour l'observateur placé sur le continent. Mais il n'en est pas de même sur mer, où l'observateur ne peut pas, à cause du mouvement du vaisseau, se servir de grandes lunettes, qui sont cependant nécessaires pour observer ces éclipses. Pour savoir à tout moment, en mer, quelle heure il est, par exemple, à Paris, le navigateur n'aurait besoin que d'une montre assez bien réglée, pour ne pas varier de plus de 2 ou 3 minutes dans le cours d'un long voyage : il n'est pas difficile de trouver l'heure qu'il est sur un vaisseau, en observant la hauteur du soleil, ou d'une étoile. La différence entre ces deux heures donnerait la distance du méridien du vaisseau au méridien de Paris, et par conséquent la longitude du vaisseau. Les plus habiles horlogers ont donc travaillé à construire des montres marines susceptibles de l'exactitude requise.

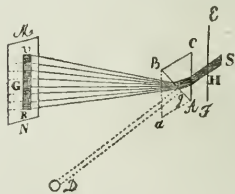
LOUPE. Voyez MICROSCOPE SIMPLE.

LUMIÈRE. La lumière, dont la nature est indéfinissable, est une des plus importantes questions de la physique, de la physiologie et même de la philosophie. Ce qui produit en nous la sensation de lumière, est-ce un objet réellement existant en dehors de nous, ou bien n'est-ce qu'une manière d'être du nerf optique, de l'appareil de la vue, de même que le son ne serait qu'une manière d'être de l'appareil de l'ouïe ? Ce qu'il y a de certain, c'est qu'une simple irritation du nerf optique suffit pour produire la sensation de lumière, même dans les plus profondes ténèbres, et qu'il en est de même pour le sens de l'ouïe. Quoi qu'il en soit, nous ne considérerons ici la lumière que sous le point de vue purement physique.

Suivant Newton et ses partisans, la lu-

mière est une substance matérielle émanant de tous les corps lumineux par eux-mêmes ; ses molécules, extrêmement petites, se propageant avec une extrême rapidité et en ligne droite, produisent sur le nerf optique la sensation de lumière. C'est là la *théorie de l'émission*. Bien des phénomènes ont été parfaitement expliqués par cette théorie ; mais il y a d'autres phénomènes qui ne s'accordent nullement avec elle. Nous en citerons plus loin quelques exemples.

En voyant un rayon de lumière, tout observateur doit être animé du désir d'en connaître la nature, de savoir comment ce rayon traverse l'immensité de l'espace, et quelles modifications il éprouve à la surface et dans l'intérieur des corps terrestres. Newton prouva le premier que la lumière est de nature composée, en faisant passer un rayon de soleil à travers un prisme de verre : le rayon ainsi réfracté se décompose, et forme une image oblongue, connue sous le nom de *spectre solaire*, et formé de sept couleurs (rouge, orange, jaune, vert, bleu, indigo, violet). Cette expérience si remarquable se fait de la manière suivante : On fait arriver un rayon de soleil S (Voyez la figure ci-dessous) dans



une chambre obscure par une petite ouverture circulaire H, pratiquée dans le volet d'une fenêtre ; si ce rayon ne rencontre aucun obstacle, il ira en droite ligne atteindre le point D du mur, où il présentera l'image de la lumière blanche à peu près du même diamètre que l'ouverture H. Mais si l'on interpose l'angle réfringent BA C d'un prisme de verre, de manière que le rayon solaire tombe sur la face A C du prisme et sorte par la face A B, on remarque que le rayon se dévie de sa direction rectiligne S D, et vient former sur le point M N du mur une image colorée de la largeur du diamètre de l'ouverture, mais beaucoup plus longue. L'espace V R comprend sept couleurs : violet, indigo, bleu, vert, jaune, orange, rouge. Le rayon le plus réfrangible (le violet) et le rayon le moins réfrangible (le rouge) occupent les extrémités et le rayon vert le milieu du spectre solaire. L'angle D g G est appelé déviation moyenne, et l'angle V g R la dispersion. La déviation et la dispersion varient avec l'angle réfringent B A C

du prisme, et avec la nature de la substance réfringente. Mais la lumière ne se compose pas seulement d'un spectre coloré. W. Herschell a découvert assez récemment que l'espace noir situé un peu au delà du rayon rouge, est seul capable d'exercer une influence notable sur le thermomètre; et il appela cet espace *spectre calorifique*. Presque en même temps, Wollaston, Ritter et Beckmann trouvèrent que l'espace noir, situé un peu au delà du rayon violet, produit seul certains phénomènes de décomposition chimique; cet espace fut appelé *spectre chimique*.

En réunissant ces sept couleurs au moyen d'une lentille, Newton rétablit le rayon blanc; et en isolant chaque rayon coloré, il constata qu'aucun de ces rayons n'était plus susceptible d'être décomposé par réfraction. Newton conclut donc de ces expériences que la lumière blanche se compose de sept espèces de lumière homogène, et que la même couleur appartient toujours à la même réfrangibilité, ainsi que, réciproquement, la même réfrangibilité appartient toujours à la même couleur. Cependant, depuis la découverte des milieux absorbants, il paraîtrait que ce n'est pas là la constitution véritable du spectre solaire.

Nous ne connaissons pas de substance qui soit ou parfaitement opaque ou parfaitement transparente. L'or lui-même peut être réduit en lamelles assez minces pour être perméables à la lumière. D'un autre côté, le cristal le plus transparent, l'air le plus pur, l'eau la plus limpide, arrêtent ou absorbent les rayons lumineux qui leur sont transmis: ces rayons s'éteignent de plus en plus à mesure qu'ils pénètrent à de plus grandes profondeurs. C'est pourquoi il nous est impossible d'apercevoir les objets au fond d'une eau très-profonde; et sur une montagne nous voyons pendant la nuit bien plus d'étoiles que dans une vallée. La quantité de lumière incidente à la surface d'un corps transparent est toujours plus grande que la somme des rayons réfléchis ou réfractés. Une petite quantité de rayons est irrégulièrement réfléchie dans toutes les directions, en raison des imperfections du poli de la surface des corps que nous voyons; mais une quantité bien plus grande est absorbée. Les corps qui réfléchissent tous les rayons paraissent blancs; ceux qui les absorbent tous paraissent noirs. Mais la plupart des substances, après avoir décomposé la lumière blanche qui tombe sur elles, réfléchissent quelques couleurs et absorbent les autres. Une substance violette ne réfléchit que les rayons violets; elle absorbe les autres. Il en est de même de toutes les autres substances colorées. La couleur n'est donc pas une propriété de la matière: elle est un effet de l'action décomposante que la matière exerce sur la lumière. C'est de l'inégale absorption des rayons colorés que dépend la coloration des milieux transparents. Ainsi, par exemple, l'encre noire et l'encre rouge,

bien qu'elles soient également transparentes, absorbent des rayons différents; exposées au soleil, elles s'échauffent à des degrés différents, pendant que l'eau pure, semblant transmettre également tous les rayons, ne s'échauffe pas sensiblement par le passage de la lumière du soleil. Lorsqu'on regarde les sept couleurs du spectre à travers une lame mince d'un verre bleu, toutes les sept couleurs sont visibles; mais lorsque la lame de verre bleu est très-épaisse, l'intervalle entre l'extrême rayon rouge et l'extrême rayon violet paraît noir, toutes les couleurs intermédiaires étant absorbées. En regardant le spectre avec un verre bleu qui ne soit ni trop mince ni trop épais, on trouve que le milieu du rayon rouge, tout le rayon orange, une grande partie du rayon vert, une portion considérable du rayon bleu, une petite quantité du rayon indigo et une très-faible partie du rayon violet ont disparu, étant absorbés par le verre bleu; on trouve, en outre, que le rayon jaune occupe un plus grand espace, et qu'il a empiété d'un côté sur l'espace occupé précédemment par le rayon orange, et de l'autre, sur l'espace occupé par le rayon vert. De cette manière, le verre bleu absorbe la lumière rouge qui, mêlée au jaune, constitue l'orange; il absorbe aussi la lumière bleue qui, mêlée au jaune, forme une partie de l'espace vert à côté du jaune. De là, par voie d'absorption, la lumière verte est décomposée en jaune et en bleu, et la lumière orange en jaune et en rouge. Conséquemment les rayons orange et vert, bien qu'ils ne puissent pas être décomposés par réfraction, peuvent être réduits par absorption à deux couleurs différentes, douées du même degré de réfrangibilité. Il résulte de tout cela que la différence de couleur n'implique pas une différence de réfrangibilité, et que la conclusion de Newton ne peut pas être admise comme l'expression d'une vérité générale.

En analysant le spectre non-seulement avec un verre bleu, mais encore avec beaucoup d'autres milieux colorés, David Brewster est parvenu à prouver que le spectre solaire se compose de trois couleurs primitives, le rouge, le jaune et le bleu; et que la superposition de ces trois couleurs produit les sept nuances du spectre, suivant que l'une d'elles est en excès ou en défaut. Or, puisque des portions de rouge, de jaune et de bleu constituent la lumière blanche, chaque point coloré du spectre peut être considéré comme composé de la couleur prédominante, mêlée de lumière blanche. En absorbant donc la couleur prédominante dans un point coloré du spectre, on fait apparaître dans ce point la lumière blanche, mais telle qu'aucun œil mortel n'en avait jamais vu avant cette expérience; car cette lumière possède la propriété remarquable de rester la même après un grand nombre de réflexions, et de ne pouvoir être décomposée que par l'absorption.

Lorsque le prisme de verre est très-parfait et le rayon solaire très-petit, de manière que le spectre puisse être reçu dans son plus grand état de pureté sur une feuille de papier blanc, le spectre présente l'aspect d'un ruban avec toutes les couleurs prismatiques, et marqué transversalement par un nombre infini de raies noires, et quelquefois de raies blanches. La plupart de ces lignes sont si petites, que pour les bien distinguer il faut recevoir le spectre sur l'objectif d'un télescope. Ces lignes ou raies noires se voient aussi sur les spectres de la lumière électrique, de la lumière des astres, des matières combustibles. Mais elles sont, dans chaque espèce de lumière, groupées différemment. M. Fraunhofer en a compté plus de six cents. Il choisit, parmi ces lignes, sept des plus remarquables, dont il détermina les positions et les distances si exactement, qu'elles peuvent servir de points invariables pour la mesure comparative des pouvoirs réfringents de différents milieux. Ces lignes ou raies noires sont, d'après l'hypothèse de quelques physiciens, des rayons qui manquent, et qui ont été absorbés par l'atmosphère du soleil. S'ils étaient absorbés par l'atmosphère de la terre, ces mêmes rayons manqueraient dans le spectre lumineux des étoiles. Or, cela n'est pas; car le groupement des lignes noires n'est pas le même dans le spectre de la lumière du soleil et dans le spectre de la lumière des étoiles. De plus, les rayons solaires, réfléchis par la lune et les planètes, devraient être également modifiés par les atmosphères de ces astres. Or, cela n'arrive pas non plus; car les lignes noires occupent exactement les mêmes places dans la lumière solaire directe comme dans la lumière solaire réfléchie.

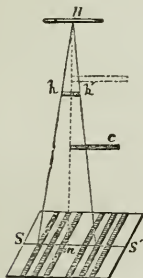
La dispersion des rayons colorés, c'est-à-dire la formation du spectre, a toujours lieu dans le plan de réfraction; elle est d'autant plus grande que l'angle d'incidence est plus grand. Le pouvoir dispersif varie suivant la nature des corps; en d'autres termes, les spectres formés exactement dans les mêmes circonstances, par deux prismes égaux, mais de deux matières différentes, ont des longueurs différentes. Ainsi, en présentant à deux rayons de lumière blanche un prisme de flint-glass et un prisme de crown-glass, ayant tous deux le même angle réfringent, on trouve que le spectre coloré produit par le pouvoir dispersif du flint-glass est bien plus allongé que celui produit par le crown-glass; et comme la quantité de dispersion dépend de l'angle réfringent du prisme, les angles des deux prismes peuvent être faits de telle manière que, les prismes étant réunis ensemble avec leurs arêtes tournées en sens opposé, leurs actions se neutraliseront, et la lumière sera réfractée sans couleur. Brewster a fait voir que l'on peut, avec deux prismes de même matière, obtenir la lumière blanche par réfraction, pourvu que leurs angles réfringents

soient exactement disposés de manière à se compenser (Voyez ACROMATISME).

Lorsqu'on fixe longtemps les yeux sur un objet coloré, tel qu'une pièce de drap rouge, et qu'on les détourne ensuite sur un objet blanc, on voit une image verte, le vert étant la couleur accidentelle du rouge. Toutes les couleurs ont leur nuance accidentelle. Le bleu est la couleur accidentelle de l'orange; l'indigo est celle du jaune; le blanc rougeâtre, celle du vert; le rouge-orange, celle du bleu; le jaune, celle du violet; le noir, celle du blanc, et vice versa. La couleur accidentelle s'appelle *complémentaire*, lorsqu'elle est de même intensité que la couleur directe: deux couleurs sont complémentaires d'une troisième, lorsqu'elles reproduisent avec celle-ci la lumière blanche. Avec un peu d'attention on trouve que l'œil fixé sur une couleur dominante aperçoit en même temps la couleur accidentelle, de la même manière qu'en musique l'oreille entend tout à la fois le son fondamental et les sons harmoniques. Ce fait nous conduit naturellement aux deux théories qui ont été proposées pour expliquer la propagation de la lumière: la théorie de l'ondulation et la théorie de l'émission. Cette dernière théorie est de Newton. Bonne pour expliquer certains phénomènes, elle est insuffisante pour en expliquer d'autres.

Deux rayons égaux de lumière rouge, partant de deux points lumineux et tombant sur une feuille de papier blanc dans une chambre noire, y produisent une tache rouge qui est deux fois plus large que celle qu'ils produiraient isolément, pourvu que la différence dans la longueur des rayons, depuis les points lumineux jusqu'à la tache rouge sur le papier, soit exactement la 0,0000238^e partie d'un pouce. Le même effet aura lieu si la différence dans la longueur des deux rayons est le double, le triple, le quadruple, etc., de cette longueur. Mais si cette différence est égale à la moitié ou à 1/2, 2/2, 3/2, etc., de la 0,0000238^e partie d'un pouce, l'un des rayons étendra l'autre, et produira l'obscurité sur le papier sur lequel tombent les deux rayons réunis. Si la différence dans la longueur des trajets est égale à 1/4, 2/4, 3/4, etc., de la 0,0000238^e partie d'un pouce, la tache rouge produite par les rayons combinés sera aussi intense que celle qu'aurait produite un seul rayon. Si, au lieu du rouge, on emploie le rayon violet, la différence dans la longueur des deux rayons violets doit être égale à la 0,0000137^e partie d'un pouce, pour donner lieu aux mêmes phénomènes. Pour les autres rayons colorés, la différence de longueur doit être intermédiaire entre 0,0000238 et 0,0000137. Des phénomènes analogues s'observent lorsqu'on regarde la flamme d'une bougie à travers deux très-petites fentes pratiquées tout près l'une de l'autre sur un morceau de carton. Lorsque la lumière du soleil, après avoir traversé un verre coloré, pénètre, par deux petites fis-

sures pratiquées sur une lame d'étain ou un morceau de carton, dans une chambre obscure, on remarque que les deux petits rayons colorés ainsi formés produisent alternativement des bandes blanches et des bandes noires sur une armoire placée à peu de distance. L'expérience suivante de Th. Young fera encore mieux comprendre ces phénomènes, appelés phénomènes d'*interférence*. Soit Il un rayon de lumière blanche passant par une ouverture en l (pratiquée avec une aiguille fine dans une lame de plomb ou d'étain), et reçu sur une armoire SS' . En maintenant dans ce rayon un cheveu ou un morceau de carton hh' , environ d'un trentième de pouce de largeur, on voit que de chaque côté les rayons se dévient, et arrivent sur l'armoire dans différents états de vibration; ils s'*interfèrent*, et forment une série de franges colorées de chaque côté de la bande centrale blanche m . Lorsqu'on intercepte par un morceau de carton C la lumière qui passe d'un côté du cheveu interposé, les franges colorées disparaissent. La lumière rouge donne les franges les plus larges; celles-ci diminuent pour les autres rayons colorés jusqu'au violet, qui donne les franges les plus étroites.



Les phénomènes d'*interférence* ne s'accordent guère avec la théorie de l'émission. En effet, nous ne pouvons pas comprendre que deux molécules matérielles se détruisent réciproquement dans une circonstance quelconque; tandis que nous comprenons très-bien que deux mouvements opposés puissent se détruire; et il est impossible de ne pas trouver de l'analogie entre les phénomènes d'*interférence* et les ondulations de l'eau ou de l'air dans la production du son. Cette analogie a porté des savants du plus grand renom à admettre que l'espace céleste est rempli par un fluide extrêmement rare, impalpable et très-élastique. Ce fluide a reçu le nom d'*ether*; ses molécules, dans l'hypothèse admise, sont capables de recevoir des vibrations communiquées par des corps lumineux et de les transmettre au nerf optique, de manière à produire la sensation de la lumière. Dans cette hypothèse, les bandes alternes de lumière et

d'obscurité sont l'effet de l'*interférence* des ondulations: la longueur de l'onde du moindre rayon rouge est la 0,0000235^e partie d'un pouce; si les élévations (montagnes) de deux ondes se combinent, l'intensité de la lumière produite sera double; si la dépression (vallée) d'une onde se combine avec l'élévation d'une autre, il y aura obscurité ou absence de lumière. Aux points intermédiaires entre ces deux extrêmes, l'intensité de la lumière correspond aux différences intermédiaires entre les deux extrêmes de la longueur des rayons.

La théorie de l'ondulation, d'abord émise par Huyghens, fut adoptée avec empressement par Th. Young, qui l'appuya sur des expériences fort ingénieuses. La propagation de la lumière ayant son angle égal à celui d'incidence (*Voyez* INCIDENCE, RÉFLEXION, CATOPTRIQUE), la diffraction, la réfraction, la polarisation (*Voyez* ces mots), s'expliquent tantôt par la théorie de Newton, tantôt par la théorie de Huyghens; de sorte qu'il est impossible d'établir à ce sujet rien de strictement positif.

LUNETTES. Instruments destinés à corriger ou à agrandir la vue. Toute lunette se compose de deux lentilles: l'une est l'objectif, l'autre l'oculaire. L'objectif reçoit la lumière des objets, et réunit à son foyer des images réelles et renversées. Ces images doivent être nettes et non colorées. C'est pourquoi l'objectif doit être achromatique, c'est-à-dire composé de deux substances inégalement dispersives, dont l'une est représentée par une lentille convergente, l'autre par une lentille divergente. Contiguës dans les lunettes ordinaires, ces lentilles sont plus ou moins distantes l'une de l'autre dans les lunettes dioptriques. L'oculaire, c'est-à-dire le verre sur lequel s'applique l'œil, est de forme très-variable; c'est une simple lentille divergente dans la *lunette de spectacle* (lunette de Galilée); il se compose d'une ou de deux lentilles convergentes dans la *lunette astronomique*, et de quatre lentilles convergentes dans la *lunette terrestre*.

Lorsque l'organe de la vision est dans son état normal, la position de l'oculaire par rapport à l'objectif doit être telle que les rayons émis par un même point de l'objet soient sensiblement parallèles entre eux lorsqu'ils sortent de l'oculaire. Mais ces rayons doivent être plus ou moins divergents, selon que la vue est *myope* ou *presbyte*. Les personnes presbytes ne voient les objets distinctement qu'à une certaine distance; elles ne voient que confusément les objets, comme des lettres, qui sont placés trop près. Ce vice de l'organe de la vue est assez commun à la vieillesse. Il repose sur un défaut de convergence dans les faisceaux lumineux qui traversent les humeurs de l'œil; on l'attribue souvent à un aplatissement de la cornée ou du cristallin. Les myopes, au contraire, sont

obliges d'approcher les objets de quelques centimètres pour les voir distinctement ; tous les objets situés au delà de ce rayon ne forment que des images confuses. Le myopisme est le contraire du presbytisme. Chez les myopes, les rayons qui traversent l'œil éprouvent une convergence trop rapide ; ils se croisent *au-devant* de la rétine, tandis que, chez les presbytes, les rayons se croisent *derrière* la rétine. La cornée et le cristallin sont supposés trop convexes chez les myopes. Pour la vue normale, la vision distincte s'effectue à la distance moyenne de 50 centimètres. En représentant cette distance par *d*, et par *f* la distance focale de la lentille convergente ou divergente pour amener le presbyte ou le myope à voir distinctement à 50 centimètres, on aura cette formule :

$$f = \frac{50 d}{d - 50}$$

Si $d < 50$, *f* est négatif, il faut un verre divergent ; l'œil est myope.

Si $d > 50$, *f* est positif, il faut un verre convergent ; l'œil est presbyte.

Les instruments destinés à corriger la vue des myopes ou des presbytes portent plus particulièrement le nom de *besicles*.

LUPULINE (*Aner de houblon*). Matière jaunâtre résinoïde, qui s'obtient en épuisant par l'alcool le pollen des fleurs du houblon (*Humulus lupulus*). Elle a l'odeur et la saveur du houblon. Elle se dissout dans 3 parties

d'eau, elle est très-soluble dans l'alcool et insoluble dans l'éther.

LUT. Mélange pâteux, fait ordinairement avec de la farine de liu et de la colle d'amidon. On s'en sert pour boucher les jointures des appareils, et prévenir ainsi la perte de matières volatiles. Le lut des alchimistes se composait de chaux et de blanc d'œuf.

LUTÉOLINE (*Jaune de gaude*). Matière jaune, cristalline, qui s'obtient en précipitant par l'acétate de plomb une décoction de gaude (*Reseda luteola*). Elle est soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Elle peut être sublimée et s'obtenir sous forme d'aiguilles (Chevreul).

LYMPHE. Liquide animal légèrement jaunâtre, sécrété par les glandes lymphatiques et contenu dans des vaisseaux particuliers. Il se coagule à l'air comme le sang, dont il partage presque la composition. M. Marchand a trouvé la lymphe de l'homme composée des principes suivants :

eau	96,926
fibrine	0,320
albumine	0,451
matière grasse	0,264
sel marin	
chlorure de potassium	} 1,836
soude	
phosphate de chaux	
phosphate de soude	
matières organiques non déterminées	

M

MACHINE ÉLECTRIQUE. Toute machine électrique se compose d'un corps frottant, d'un corps frotté, et d'un conducteur isolé. Le corps frottant est un coussin élastique renbourré de crin ; sa face frottante est un cuir enduit de persulfure d'étain (or musif). Le corps frotté est un disque de verre. Le conducteur isolé est un système de cylindres creux de laiton, terminés par des surfaces arrondies, et supportées par des colonnes de cristal vernies à la gomme laque. Quant aux effets des machines électriques, voyez ÉLECTRICITÉ.

MACHINE HYDRAULIQUE. Voyez PRESSE HYDRAULIQUE.

MACHINE PNEUMATIQUE. Instrument servant à faire le vide, ou du moins à raréfier considérablement l'air. La machine pneumatique fut découverte presque en même temps par Otto Guericke en Allemagne et par R. Boyle en Angleterre. Elle est disposée de telle façon que l'air d'une cloche (*recipient*) est pompé au dehors à l'aide de pistons munis de soupapes qui permettent d'un côté la sortie de l'air de l'intérieur de l'appareil, mais qui s'opposent d'un autre côté à l'entrée de l'air extérieur. Quelque parfaite que soit la machine, elle ne produit jamais le vide absolu ; elle ne

parvient qu'à raréfier l'air de la cloche (*recipient*) au point que cette raréfaction peut, comparativement à l'air extérieur, être considérée comme le vide. La machine pneumatique sert à démontrer la matérialité de l'air, à rendre sensible la pression atmosphérique, à faire des expériences sur la respiration des animaux et des végétaux, sur la fermentation, etc. En chimie, elle est journellement employée pour dessécher les sels qui se décomposeraient par la chaleur. Dans ce cas, on a soin de placer sous la cloche, à côté du sel à dessécher, une capsule pleine d'acide sulfurique concentré, qui s'empare de l'eau à mesure qu'elle s'évapore du sel par l'effet du vide. Une des premières expériences qu'Otto de Guericke lit avec sa machine est celle des *Hémisphères de Magdebourg*. Cette expérience consiste à faire le vide dans un globe de métal dont les deux moitiés sont simplement juxtaposées. Avant que le vide soit fait, les deux hémisphères se séparent facilement ; mais dès que l'air intérieur manque pour balancer la pression extérieure, l'adhérence est si forte qu'il faut une force considérable pour les séparer.

MACHINES A VAPEUR. La vapeur d'eau ou de tout autre liquide, s'échappant du vase où elle se forme, est une cause de mouvement,

C'est ce que savaient déjà Héron d'Alexandrie, Aristote, Sénèque, et d'autres philosophes ou physiciens de l'antiquité. L'Égypte est le premier germe d'une machine à vapeur. Roger Bacon, Albert le Grand, et, plus tard, J. B. Porta et Robert Fludd, ne firent guère que répéter les expériences des anciens. Cependant, dès le commencement du dix-septième siècle, Salomon de Caus, Branca, le marquis de Worcester, etc., firent quelques pas de plus pour arriver à l'emploi définitif de la vapeur comme force motrice. On n'a qu'à consulter à cet égard l'intéressante notice de M. Arago sur les machines à vapeur, dans l'*Annuaire du Bureau des longitudes*, année 1856. Mais c'est à Papin (*Recueil de diverses pièces touchant quelques nouvelles machines*, Cassel, 1693) qu'appartient l'honneur d'avoir imaginé la première machine à vapeur à piston. Papin a vu le premier que la vapeur aqueuse fournit un moyen simple de faire rapidement le vide dans la capacité du corps de pompe. Enfin, il est le premier qui ait songé à combiner, dans une même machine à feu, l'action de la force élastique de la vapeur avec la propriété dont cette vapeur jouit, et qu'il a signalée, de se condenser par refroidissement.

Le premier point de départ de l'invention d'une machine à vapeur a été le mouvement alternatif d'élévation et d'abaissement d'un piston. Pour soulever le piston mobile dans un corps de pompe, on fait arriver la vapeur sous la face inférieure; et pour le faire redescendre, on condense la vapeur dans le corps de pompe par l'injection d'eau froide, de manière à former un vide au-dessous du piston; celui-ci s'abaisse alors par la seule force de la pression atmosphérique. Telles sont les bases sur lesquelles reposait la *machine de Newcomen*, ou la *machine atmosphérique*. Ce fut sur cette machine que James Watt exerça son esprit inventif, et qu'il parvint à résoudre les problèmes les plus importants pour l'industrie. Un des principaux titres de Watt à la reconnaissance de la postérité est d'avoir le premier découvert le moyen d'opérer la condensation de la vapeur dans un vase séparé, totalement distinct du corps de pompe et ne communiquant avec lui qu'à l'aide d'un tube étroit. Ainsi, le vase séparé du corps de pompe, et dans lequel la vapeur vient de temps en temps se précipiter, en d'autres termes le *condensateur*, est la partie la plus précieuse des machines de Watt. Dans la machine de Watt, et qu'on appelle à *double effet*, l'atmosphère n'a plus d'action. Le corps de pompe, est fermé dans le haut par un couvercle métallique, percé seulement à son centre d'une ouverture garnie d'étoffe grasse et bien serrée, à travers laquelle la tige cylindrique du piston se meut librement, sans pourtant donner passage à l'air ou à la vapeur. Le piston partage ainsi le corps de pompe en deux capacités fermées et distinctes. Quand il doit descendre, la vapeur de la chaudière ar-

rive librement à la capacité supérieure par un tube convenablement disposé à cet effet, et pousse le piston de haut en bas, comme le faisait l'atmosphère dans la machine atmosphérique. Ce mouvement n'éprouve pas d'obstacle, attendu que, pendant qu'il s'opère, le dessous du corps de pompe est en communication avec le condensateur. Dès que le piston est entièrement descendu, les choses se trouvent complètement renversées par le mouvement de deux robinets. Alors la vapeur que fournit la chaudière ne peut aller qu'au-dessous du piston qu'elle doit soulever; et la vapeur supérieure qui, l'instant d'avant, produisait le mouvement descendant, va se liquéfier dans le condensateur, avec lequel elle est, à son tour, en libre communication. Le mouvement contraire des mêmes robinets replace toutes les pièces dans l'état primitif, dès que le piston est au haut de sa course. La machine marche ainsi indéfiniment avec une puissance à peu près égale, soit que le piston monte, soit qu'il descende; mais la dépense de vapeur est précisément le double de celle qu'une machine atmosphérique ou à simple effet aurait occasionnée. Si la chaudière est en libre communication avec le corps de pompe pendant tout le temps du mouvement alternatif du piston, il se produira une vitesse nuisible aux limites des excursions du piston. Watt imagina alors de fermer le robinet par lequel arrive la vapeur quand le piston est aux deux tiers de sa course, et de lui faire parcourir le tiers restant par la vitesse acquise. Les effets d'une vitesse nuisible sont ainsi prévenus ou affaiblis, en même temps qu'il y a économie de combustible. C'est là le but de la *machine à détente*.

Il serait trop long d'entrer ici dans tous les détails de mécanique des machines à vapeur, soit *fixes*, soit *locomotives*. Ces détails sont d'ailleurs plutôt du ressort de la mécanique que de la physique. Cependant, nous dirons encore un mot des *chaudières à vapeur*, dont les explosions sont si funestes. La chaudière peut singulièrement varier de forme. En général, elle est cylindrique. On préfère les chaudières de tôle de fer aux chaudières en cuivre ou en fonte; les parois doivent avoir une épaisseur déterminée, suivant le nombre de pressions atmosphériques auquel équivaut la force de tension de la vapeur.

Chaudière à bouilleurs. Le *bouilleur* est une espèce d'appendice de la chaudière; il est à peu près de même forme et de même longueur. Il communique avec la face inférieure de la chaudière, par deux ou trois larges tubulures. Il repose sur les briques des fourneaux chauffés au coke ou au charbon de terre. L'eau remplit les bouilleurs et environ la moitié de la chaudière; l'intervalle des tubulures est fermé avec des briques. Après que la face inférieure des bouilleurs a reçu le premier coup de feu, la flamme vient circuler librement dans les intervalles des tubulures, et chauffer en même temps la face supérieure des

bouilleurs, la face inférieure et latérale de la chaudière, jusqu'à la hauteur du niveau de l'eau. On s'assure du maintien de ce niveau par le moyen d'un tube vertical (*tube de niveau*), auquel aboutissent deux tubes horizontaux : l'un en haut qui communique avec la vapeur, l'autre en bas qui communique avec l'eau. On donne issue à la vapeur par un gros tube pratiqué à la face supérieure de la chaudière. L'eau d'alimentation est conduite par un autre tube jusque près du fond de la chaudière, la moitié supérieure de la chaudière, où s'accumule la vapeur, s'appelle *chambre à vapeur*. Au moment où une partie de la vapeur s'échappe, il se fait un vide qui est aussitôt suivi de la formation d'une nouvelle quantité de vapeur remplaçant celle qui s'est échappée. Il faut que la chambre à vapeur soit assez grande pour que l'eau, par suite d'une diminution de pression trop considérable, ne puisse pas *primer* ou *mousser*, c'est-à-dire être projetée dans le tube de sortie ou dans les cylindres de la machine. Il faut que la capacité de la chambre à vapeur soit 15 ou 20 fois plus grande que celle du cylindre de la machine. Il faut que les tubulures des bouilleurs soient également assez larges pour que la vapeur, à mesure qu'elle se forme, en sorte librement. Pour éviter les dangers d'explosion de la chaudière, il faut, 1° que le niveau de l'eau ne s'abaisse pas au-dessous de la ligne de chauffage; 2° il faut avoir soin de prévenir la formation des incrustations pierreuses, résultant des dépôts de matières salines que les eaux lient en dissolution; 3° il faut éviter une *surchauffe générale* qui donnerait naissance à une quantité de vapeur plus grande que celle exigée par la dépense. A cette dernière cause d'explosion on oppose, comme moyen de sûreté, le *manomètre* ou le *thermomomètre* (thermomètre portant, à côté de l'échelle des degrés de température, les pressions atmosphériques correspondantes) et la *soupape de sûreté*. La soupape de sûreté sert non-seulement à indiquer la pression, comme le fait le manomètre, mais elle se soulève quand la tension arrive à une certaine limite, et donne issue à toute la vapeur qui se forme dans ces circonstances. La soupape prévient donc le danger en même temps qu'elle le signale. On prévient les formations-pierreuses des chaudières en y jetant des corps étrangers, tels que de l'amidon, de l'argile, etc.; ces dépôts ne forment alors qu'une espèce de boue, dont on débarrasse la chaudière de temps en temps. Mais le meilleur moyen de les prévenir consiste dans l'emploi des condensateurs tubulaires de M. Beslay, qui font arriver dans la chaudière l'eau presque aussi pure que l'eau distillée.

Pour prévenir les dangers d'explosion dus à un abaissement de niveau, on a inventé différentes espèces de *flotteurs* qui, par des dispositions ingénieuses, indiquent de combien le niveau s'abaisse dans l'intérieur de la chaudière.

La machine à vapeur a reçu sa première application industrielle dans l'épuisement de l'eau dans les mines et dans l'extraction de la houille. Plus tard, elle fut employée à la navigation (*bateaux à vapeur*, *pyroscaphes*). Enfin la machine locomotive reçut une heureuse application sur les rail-ways (*chemins de fer*). Personne ne dira jusqu'où pourra s'étendre l'application des machines à vapeur dans l'industrie.

MACHINE D'ATAWOOD. Voyez CHUTE DES CORPS.

MACHINE LOCOMOTIVE. Voyez MACHINE A VAPEUR.

MAGNÉSIE. (Synonymes : *Oxyde de magnésium*; *Magnésie brûlée*; *Terre amère*; *Terre laiqueuse*; *Bittererde*. La magnésie se présente sous la forme d'une poudre blanche, douce au toucher, happante à la langue, insipide et inodore. Elle a une réaction faiblement alcaline; elle verdit le sirop de violettes. Sa densité est 2,5. La magnésie n'est fusible qu'au chalumeau. Elle forme dans l'eau une espèce de pâte sans liant. C'est ce qui distingue la magnésie des autres alcais, qui retiennent toujours au moins 1 équivalent d'eau. On rencontre quelquefois dans la nature des cristaux de magnésie contenant 1 équivalent d'eau. La magnésie est très-peu soluble dans l'eau; comme la chaux, elle est plus soluble à froid qu'à chaud. Il faut environ 56,000 parties d'eau bouillante pour dissoudre 1 partie de magnésie, tandis que, à 15°, il n'en faut que 5112 parties pour la dissoudre.

La quantité de magnésium se combinant avec 100 d'oxygène est

$$\frac{136,555 \text{ (Mg)}}{100 \text{ (O)}}$$

$$253,555 = \text{MgO} = 1 \text{ équivalent de magnésie.}$$

La magnésie existe dans la nature à l'état de carbonate, de bicarbonate, et surtout de sulfate et de chlorure, dans des eaux minérales et dans les eaux de la mer. On la trouve dans la *serpentine* et dans la *dotomite* (carbonate de chaux et de magnésie).

On la prépare en précipitant une dissolution de sulfate de magnésie par la potasse ou par la soude, ou plutôt par le *carbonate de potasse*. Le carbonate de magnésie ainsi obtenu perd son acide carbonique par l'action de la chaleur.

Caractères des sels de magnésie. Les sels de magnésie sont tous blancs ou incolores, d'une saveur très-amère. Ils sont parfaitement neutres, et presque tous solubles dans l'eau.

1° La potasse et la soude, de même que les carbonates de ces bases, précipitent les sels de magnésie en blanc. Le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque ne précipite que la moitié de la magnésie. L'autre moitié se transforme en sel double ammoniacal-magnésien soluble. Si le sel de magnésie a été préalablement acidulé, l'ammoniaque n'y produit pas de précipité.

5° Les bicarbonates de potasse et de soude ne précipitent pas les sels de magnésie, le bicarbonate de magnésie étant soluble. La liqueur se trouble par l'ébullition, et le carbonate de magnésie se dépose après avoir dégagé l'excédant d'acide carbonique.

6° Le cyanoferrure de potassium et la noix de galle n'y produisent pas de précipité.

7° Le phosphate d'ammoniaque avec excès de base précipite complètement la magnésie à l'état de phosphate double d'ammoniaque et de magnésie. Ce sel, étant calciné avec l'oxyde de cobalt, se transforme en une matière de couleur rose.

Dans les analyses, on dose la magnésie à l'état de phosphate double de magnésie et d'ammoniaque. Ce sel se transforme, par la calcination, en phosphate neutre de magnésie, dont on connaît exactement la composition.

Carbonates de magnésie. 1° *Carbonate neutre.* Ce sel cristallise en prismes à six pans, minces et allongés. Il a une réaction faiblement alcaline (verdissant le sirop de violettes). Les cristaux contiennent 3 ou 5 équiv. d'eau. On obtient le carbonate neutre de magnésie en laissant évaporer le bicarbonate au contact de l'air.

2° *Bicarbonate.* Il ne peut être obtenu cristallisé. Dès qu'on cherche à le faire cristalliser, il se convertit en carbonate neutre insoluble. Il est soluble comme le bicarbonate de chaux, et existe dans la nature à l'état de dissolution dans certaines eaux minérales, dans les eaux de la mer, etc.

3° *Sesquicarbonate.* C'est une combinaison intermédiaire de carbonate neutre et de bicarbonate. On l'obtient en traitant un sel (sulfate) de magnésie par du carbonate de soude neutre. Le précipité n'est pas complet; car il en reste une assez grande quantité en dissolution. Il abandonne, sous l'influence de la chaleur, une certaine quantité d'acide carbonique.

4° *Carbonate de magnésie des officines (magnésie blanche, magnesia carbonica).* Ce sel se présente sous la forme d'une masse blanche, volumineuse, légère, douce au toucher; il est plus soluble à froid qu'à chaud. Sa composition est remarquable: il se compose de 1 équivalent d'hydrate de magnésie (MgO, HO) et de 4 équiv. de carbonate de magnésie hydraté (MgO, CO_2, HO), en sorte qu'on peut regarder ce carbonate comme un sel double, dans lequel l'hydrate de magnésie jouerait le rôle d'un acide. Sa formule est: $MgO, HO, + 4 \{MgO, CO_2, HO\}$. Cependant ce n'est point là une véritable combinaison; car la quantité d'hydrate peut varier. La magnésie des officines donne de 41 à 45 pour 100 de magnésie pure. Pour obtenir ce sel, on précipite le sulfate de magnésie au moyen d'une dissolution bouillante de carbonate de potasse ou de soude. On retire le carbonate de magnésie en grand des eaux maréc des marais salants.

On rencontre dans la nature un composé cristallin de carbonate de magnésie et de carbonate de chaux, appelé *spath amer (Bitterspath)*. Il existe dans les Indes en masses compactes (*dolomite, pierre calcaire magnésienne*), où il forme des montagnes entières.

Sulfate de magnésie. (Synonymes: *Sel d'Epson; Sel de Sedlitz; Sel de Seidschütz; Sel cathartique d'Angleterre; Vitriol de magnésie.*) Ce sel, d'une saveur amère, cristallise en prismes droits à base carrée, contenant 7 équiv. d'eau. Il est susceptible d'éprouver la fusion aqueuse, puis la fusion ignée, sans se décomposer. 100 p. d'eau à 43° dissolvent 212 p. de sulfate de magnésie. Sa solubilité croît donc avec la température. Chauffé avec du charbon, le sulfate de magnésie ne se convertit pas en sulfure comme les sulfates alcalins. Il se décompose en magnésie et en soufre. Il n'existe pas de combinaison définie du soufre avec le magnésium.

$MgO, SO^3 = 1$ équiv. de sulfate de magnésie anhydre. Il se compose, en centièmes, de 54,02 de magnésie, 63,98 d'acide sulfurique.

L'eau de la mer contient environ 463 millièmes de sulfate de magnésie. Les eaux de Sedlitz, de Seidschütz, etc., sont riches en sulfate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est journellement employé en médecine comme purgatif, à la dose de 50 à 40 grammes.

Azotate de magnésie. Ce sel cristallise ordinairement en aiguilles très-fines, groupées en faisceaux. Il a une saveur amère. Il est déliquescence, et très-soluble dans l'eau. Formule: $MgO, Az^2 O^5 = 1$ équivalent d'azotate de magnésie anhydre. Il se compose, en centièmes, de

27,61 de magnésie,

72,39 d'acide azotique.

Il existe dans les eaux mères du salpêtre, et dans les puits voisins des habitations.

Phosphate de magnésie. Ce sel cristallise en aiguilles très-fines, affectant ordinairement une disposition stellaire. Les cristaux contiennent 6 équivalents d'eau. Le phosphate de magnésie est efflorescent, et se dissout dans 15 parties d'eau, à la température ordinaire. Fondu et refroidi, il a l'aspect d'une matière transparente vitreuse. Formule: $2 MgO, PhO^5$. Il se compose, en centièmes, de 56,67 de magnésie, 65,55 d'acide phosphorique.

Ce sel est remarquable en ce qu'il existe dans presque tous les liquides des animaux et dans les graines des céréales, dont l'homme et les animaux font une si grande consommation. Il se trouve de même dans la bière, dans le vinaigre, enfin dans la plupart des liqueurs préparées avec les graines des graminées.

On obtient le phosphate de magnésie en mêlant ensemble parties égales de phosphate de soude et de sulfate de magnésie.

Phosphate ammoniaco-magnésien. (Phosphate double d'ammoniaque et de magnésie.) Ce sel est blanc, presque complètement insoluble dans l'eau. Il existe dans beaucoup de concrétions pierreuses formées au sein de l'économie vivante, dans les calculs urinaires, etc. il se convertit, par la calcination, en MgO . PhO^5 , contenant 56,57 de magnésie.

Chlorure de magnésium. Il cristallise en petites aiguilles très-fines, contenant 3 équivalents d'eau. Sa saveur est piquante et amère. Il est très-déliquescent, et se dissout dans la moitié de son poids d'eau. Il fond à une température élevée, et se convertit, par le refroidissement, en une masse feuilletée d'apparence nacré, qui se dissout dans l'eau avec une certaine élévation de température. Le chlorure de magnésium donne, par la calcination, de l'acide chlorhydrique qui se dégage, et un oxychlorure de magnésium d'un aspect nacré, qui reste. Cet oxychlorure se transforme, dans l'eau, en magnésie qui précipite, et en chlorure de magnésium qui reste en dissolution. $Mg, Cl = 1$ équivalent de chlorure de magnésium anhydre. Il se compose, en centièmes, de 26,56 de magnésium, 75,64 de chlore.

Le chlorure de magnésium accompagne partout le chlorure de calcium dans les plâtras, les terrains salpêtrés, dans les eaux de la mer, etc. Il accompagne souvent le sel marin, qu'il rend déliquescent en lui communiquant un goût désagréable.

MAGNÉSIUM. Corps simple, ayant la couleur et le brillant de l'argent, ou du plomb récemment coupé. Il est malléable, et fusible à la température rouge sombre. Brûlé au contact de l'air, il répand des étincelles d'un vif éclat, et se transforme en oxyde blanc (*magnésie*). Il s'oxyde lentement à l'air. Il ne décompose pas l'eau à froid; à chaud, il laisse dégager quelques bulles d'hydrogène (*Bussy*). On obtient le magnésium en calcinant le chlorure de magnésium sec avec du potassium; il se produit du chlorure de potassium, qui recouvre le magnésium fondu sous forme globulaire. Signe: $Mg = 134,11$. On ne connaît qu'un seul oxyde de magnésium.

MAGNÉTIQUE (Fluide). Voyez MAGNÉTISME.

MAGNÉTISME. Force physique, analogue à l'électricité, et dont nous ne connaissons que les effets. L'attraction du fer par l'aimant (Voyez AIMANT), déjà connue des anciens, devint le point de départ de l'étude du magnétisme. Des expériences très-déliées ont fait voir que tous les corps sont plus ou moins magnétiques. Plusieurs pierres précieuses, le cobalt, le titane et le nickel, possèdent quelquefois la propriété d'attraction et de répulsion. Mais dans aucun corps cette propriété n'est aussi développée que dans le fer, ou plutôt dans ce composé de protoxyde et de peroxyde de fer connu sous le nom d'aimant. Un métal est souvent susceptible de magnétisme lors-

qu'il contient seulement la 150,000^e partie de son poids de fer, quantité inappréciable par les moyens chimiques. Les corps que nous venons de nommer sont naturellement magnétiques. Mais la propriété magnétique peut être communiquée par plusieurs méthodes, telles que le frottement avec des corps magnétiques, ou la juxta position. La méthode la plus simple, c'est la percussion. Une barre d'acier, tenue verticalement, s'aimante lorsqu'on la frappe avec un marteau sur son extrémité supérieure. M. Hansteen assure que tous les corps, maintenus dans cette position, ont des pôles magnétiques.

Un des caractères distinctifs du magnétisme, c'est la polarité, ou la propriété que possède un aimant, librement suspendu, de diriger ses deux extrémités, l'une vers le nord, l'autre vers le sud, et d'y revenir après avoir été dérangée (Voyez AIMANT). Une autre propriété essentielle de l'aimant, c'est d'attirer le fer non aimanté. On appelle *induction* le pouvoir qu'a un aimant d'exciter un état magnétique momentané ou permanent dans les corps susceptibles d'être aimantés. C'est ainsi que la simple approche d'un aimant rend le fer ou l'acier magnétique; cet effet est d'autant plus marqué que la distance est plus courte. Lorsqu'on approche le pôle nord d'un aimant d'une barre de fer non aimantée, en la plaçant sur la même ligne, on remarque que cette barre acquiert toutes les propriétés d'un aimant parfait: l'extrémité près du pôle nord de l'aimant devient pôle sud, pendant que l'extrémité opposée devient pôle nord. Exactement l'inverse a lieu lorsqu'on présente à la barre le pôle sud; de telle façon que chaque pôle de l'aimant conduit (*inducit*) la polarité opposée dans l'extrémité adjacente de la barre, et la même polarité dans l'extrémité éloignée. Conséquemment l'extrémité la plus proche de la barre est attirée, tandis que la plus éloignée est repoussée; mais, comme l'effet est plus marqué dans l'extrémité la plus proche, le résultat final est l'attraction. Par induction, une barre de fer acquiert non-seulement la polarité, mais encore la faculté de transmettre le magnétisme à un troisième corps. Et bien que toutes ces propriétés disparaissent du fer dès qu'on en a éloigné l'aimant, ce dernier a cependant acquis une certaine force, par suite de la réaction du magnétisme temporaire du fer.

On a essayé d'expliquer les phénomènes du magnétisme par l'hypothèse de deux fluides extrêmement raréfiés, parcourant toutes les particules de fer. On ignore si les molécules de ce fluide coïncident avec les molécules du fer, ou si elles en remplissent seulement les interstices. En se combinant ensemble, ces deux fluides constituent l'état magnétique indifférent; mais, étant séparés, ils produisent des phénomènes d'attraction ou de répulsion, suivant que les fluides de même espèce ou d'espèces contraires agissent entre eux. Le magnétisme présente ici

beaucoup d'analogie avec l'électricité. Seulement le fluide électrique est confiné à la surface des corps, tandis que le fluide magnétique pénètre dans l'intérieur même de la matière. En outre, le fluide électrique tend sans cesse à s'échapper dans l'espace, et s'échappe en effet, s'il n'est pas retenu par un milieu non conducteur. Cette tendance n'existe pas dans le fluide magnétique : celui-ci ne quitte pas le corps qui le contient. Il semble que le fluide magnétique, décomposé par influence en deux fluides opposés, éprouve seulement un déplacement dans l'intérieur du corps aimanté. L'action de toutes les particules ainsi déplacées donne une résultante dont l'intensité et la direction sont du domaine de l'analyse. C'est ainsi que Poisson a démontré que la résultante de tous les éléments magnétiques d'un corps aimanté, et une force équivalente à l'action d'une mince couche recouvrant toute la surface d'un corps, est composée de deux fluides, l'austral et le boreal; en d'autres termes, les attractions et les répulsions extérieurement manifestées par un aimant sont exactement les mêmes que si elles provenaient d'une très-mince couche de chaque fluide occupant seulement la surface, les deux fluides étant de quantités égales, et distribués de manière que leur action totale dans tous les points de l'intérieur du corps est nulle.

En 1819, M. Oerstedt découvrit qu'un courant d'électricité galvanique exerce une grande influence sur l'aiguille aimantée. Cette observation fut féconde en résultats : elle donna lieu à la théorie de l'électro-magnétisme. En réunissant, au moyen d'un fil métallique, les deux pôles d'une pile, on produit un courant circulaire qui dure sans interruption. Si l'on place une portion de ce fil dans une position horizontale et parallèle au-dessus d'une aiguille aimantée en repos dans le méridien magnétique, on remarque que cette aiguille change aussitôt de direction, sous l'influence du courant électrique. Selon la direction de ce courant, les extrémités de l'aiguille dévieront à l'est ou à l'ouest. De nombreuses expériences ont été faites sur les fluides magnétiques et électriques, aussi bien que sur les différents mouvements relatifs que l'aiguille éprouve par l'action de l'électricité galvanique. Toutes ces expériences tendent à prouver que la force émanant d'un courant agit à angle droit sur l'aiguille magnétique. Cette force ne ressemble donc à aucune autre force connue ; car l'action de toutes les forces de la nature se manifeste en lignes droites, et la courbe décrite par les corps pesants est la résultante de deux forces, tandis que l'action qu'un courant électrique produit sur l'un des pôles magnétiques ne tend pas à approcher ou à éloigner ce pôle, mais à lui faire exécuter un mouvement de rotation. Si le courant électrique est supposé passer par le centre d'un cercle dont le plan est perpendiculaire au courant, la direction

de la force produite par l'électricité sera tangentielle au cercle, ou à angle droit aux rayons du cercle. Conséquemment, la force tangentielle de l'électricité a une tendance à faire mouvoir le pôle d'un aimant circulairement autour de la pile. M. Barlow a démontré que l'action que chaque particule de fluide électrique dans le fil exerce sur chaque particule de fluide magnétique dans l'aiguille, varie en raison inverse du carré de distance. L'électricité galvanique exerce encore une autre action fort remarquable : c'est qu'elle communique à des aiguilles d'acier la propriété magnétique permanente. L'effet est produit presque instantanément par la juxta position aussi bien que par le contact. La nature des pôles dépend de la direction du courant, et l'intensité est proportionnelle à la quantité d'électricité.

M. Ampère, en découvrant l'action réciproque que des courants électriques exercent les uns sur les autres, a ajouté une nouvelle branche, l'électro-dynamie, à la science de l'électro-magnétisme, à laquelle M. Oerstedt a attaché son nom. Lorsque des courants électriques passent à travers deux fils conducteurs, disposés de manière à pouvoir se mouvoir librement, ils manifestent de l'attraction ou de la répulsion, suivant que les courants vont dans la même direction ou dans des directions contraires. L'action réciproque de ces courants, qu'ils soient parallèles, perpendiculaires, divergents, convergents ou en hélice, produisent tous différentes espèces de mouvements dans un fil conducteur, et la rotation d'un fil en hélice, appelé cylindre électro-dynamique. Et comme l'hypothèse d'une force variant inversement au carré de la distance s'accorde parfaitement avec tous les phénomènes observés, tous ces mouvements rentrent, comme d'autres branches de la physique, dans les lois de la dynamique et de l'analyse. Les cylindres électro-dynamiques, pendant toute la durée du courant électrique, agissent les uns sur les autres, absolument comme le feraient des aimants. Toutes les expériences faites avec un cylindre électro-magnétique peuvent être également faites avec un aimant.

Ampère établit une théorie de l'électro-magnétisme qui lui fut suggérée par l'analogie qui existe entre les cylindres électro-magnétiques et les aimants. D'après cette théorie, les propriétés magnétiques des corps dérivent des courants électriques circulant uniformément autour de chaque parcelle de matière. Bien que chaque parcelle d'un aimant possède les mêmes propriétés que la totalité de la masse, l'effet général est cependant le même que si les propriétés magnétiques étaient bornées à la surface de l'aimant. Les électro-courants internes doivent donc se compenser, et le magnétisme d'un corps est supposé provenir d'un courant électrique superficiel circulant perpendiculairement à l'axe de l'aimant, de telle sorte que l'action réciproque des aimants et tous les phénomènes électro-magné-

tiques se réduisent à l'action et à la réaction de courants électriques superficiels, agissant rectangulairement à leur direction. Malgré les expériences qu'Ampère a tentées pour élucider ce sujet, il reste encore plusieurs points obscurs, surtout relativement à l'induction magnétique par un courant électrique.

S'il est vrai que l'action est égale à la réaction, il s'ensuit que si l'électricité exerce une si grande influence sur le magnétisme, ce dernier doit à son tour puissamment influer sur la production des phénomènes électriques. En appuyant ce fait sur une série d'expériences intéressantes, M. Faraday a enrichi la science d'une nouvelle branche connue sous le nom de *magnéto-électricité*. Un long fil de cuivre fut roulé, sous forme d'hélice, autour de la moitié d'un anneau de fer doux et mis en communication avec une pile voltaïque, pendant qu'une hélice semblable, également mise en communication avec le galvanomètre, était roulée autour de l'autre moitié de l'anneau, mais sans toucher à la première hélice. Dès que le contact était établi avec la batterie, l'aiguille du galvanomètre fut déviée. Mais cet effet était transitoire; car, en prolongeant le contact, l'aiguille revenait à sa position primitive, et n'était pas affectée par un courant continu d'électricité. Dès que le contact était rompu, l'aiguille du galvanomètre était de nouveau déviée, mais en sens contraire. Ainsi donc, l'aimant produit sur le galvanomètre le même effet que l'électricité. Bien que le courant momentané, émanant d'un aimant, ne produise pas de décomposition chimique, il suffisait cependant pour agiter convulsivement les membres d'une grenouille. M. Faraday conclut de là que le fluide ainsi produit ne pouvait être que de l'électricité. Il semble donc que les aimants excitent des courants électriques ayant la même action que ceux excités par la pile voltaïque; la seule différence est que l'induction magnéto-électrique exige quelque temps pour se manifester, tandis que l'induction électrique de la pile s'exerce instantanément. A l'aide d'aimants puissants, disposés d'une manière particulière, M. Faraday parvint à produire des étincelles, à chauffer des fils métalliques, à faire des décompositions chimiques. Il démontra, par ces remarquables expériences, l'identité du fluide magnétique et du fluide électrique.

La terre peut être considérée comme un aimant sphéroïde: le compas marin autorise cette supposition. Le magnétisme terrestre a la même influence sur les courants électriques que l'aimant artificiel. M. Biot a formulé une théorie du magnétisme terrestre, en s'appuyant sur les données fournies par M. Alex. de Humboldt. M. Arago avait démontré, par une série d'expériences, que le mouvement rotatoire était une source de magnétisme. C'est aussi à cette source qu'il faut, à ce qu'il paraît, attribuer en grande partie le magnétisme terrestre. Il est probable que les grands

courants des mers exercent une influence sensible sur la variation des lignes magnétiques, par suite des courants électriques qui doivent être ainsi produits.

Quant aux propriétés magnétiques du soleil et des planètes, il ne nous est permis d'émettre que des conjectures, bien que le mouvement de rotation de ces astres puisse nous autoriser à juger par analogie. D'après les observations faites par Biot et Gay-Lussac pendant leur voyage aérostatique, l'action magnétique n'est pas bornée à la surface de la terre, mais s'étend dans l'espace. Seulement elle paraît décroître en raison inverse du carré de la distance.

Quant au *magnétisme animal*, ou *mesmérisme*, employé depuis quelque temps comme moyen thérapeutique, nous n'avons pas à nous en occuper ici. Ce qu'il paraît y avoir de certain, c'est qu'on en a singulièrement exagéré les effets. Il se peut que deux personnes différentes, comme tous les corps de nature hétérogène, donnent, dans de certaines circonstances, lieu à quelques effets magnéto-électriques plus ou moins sensibles; mais à coup sûr ces effets ne vont pas jusqu'à conférer à l'homme des facultés qu'il n'aura jamais.

MALÉIQUE (Acide). Cet acide est un produit de transformation de l'acide malique, à une température de 173°. Il a été découvert par M. Pelouze. Il cristallise en prismes à base de parallélogramme. Sa saveur est aigre, nauséabonde et désagréable. Il fond à 150° et se volatilise vers 160°. C'est un acide pyrogéné, ayant la même composition que l'acide malique. M. Braconnot a trouvé cet acide dans le prêle d'eau (*Equisetum fluviale*), et lui avait d'abord donné le même nom d'*acide equisetique*.

L'acide maléique ne précipite pas l'eau de chaux, le maléate de chaux étant soluble. Il produit dans l'eau de baryte un précipité abondant, qui se rassemble rapidement en paillettes micacées. Avec l'acétate de plomb, il donne un précipité volumineux, qui cristallise tantôt en paillettes, tantôt en une masse gélatineuse, contenant de petites granulations. — M. Buchner jeune a publié tout récemment un travail étendu sur la constitution des *maléates* (*Annalen der Chemie*, etc., année 1844).

MALIQUE (Acide). Acide découvert en 1755 par Scheele. Cet acide est très-répandu dans la nature. Il existe surtout en assez grande quantité dans les pommes aigres, dans la joubarbe (*Sempervivum tectorum*), dans les fruits du sorbier (*Sorbus aucuparia*), etc. M. Braconnot, qui avait le premier extrait cet acide des fruits du sorbier, lui avait donné le nom d'*acide sorbique*. Mode de préparation: on expose du suc de sorbier à l'air, et à une température de 15 à 50°; la fermentation qui s'établit détruit la matière sucrée, et le suc se clarifie. On y verse de l'acétate de plomb, qui produit un précipité abondant. Après l'avoir lavé à l'eau bouillante et décoloré par le char-

bon animal, on décompose le sel plombique par l'hydrogène sulfuré. Le liquide donne, par l'évaporation, l'acide malique cristallisé sous forme de petits mamelons. — D'après un autre procédé, on traite le suc de sorbier par la craie : il se produit un bimatate de chaux, qui est très-soluble, et qu'on fait cristalliser par le refroidissement. On décompose ce sel par l'acide oxalique, pour avoir l'acide malique.

L'acide malique cristallise sous forme mamelonnée, et quelquefois en lamelles prismatiques. Il a une saveur fort agréable; mêlé avec du sucre et dissous dans l'eau, il donne une excellente limonade. Il fond à 90°; à une chaleur plus élevée (vers 200°), il forme deux acides nouveaux, l'acide malique, qui se volatilise, et l'acide paramalique, qui reste dans la cornue. L'acide malique a beaucoup d'analogie avec l'acide citrique. Il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Il ne précipite pas l'eau de chaux, parce qu'il forme un bimatate très-soluble dans l'eau, mais insoluble dans l'alcool. Il est isomère de l'acide citrique; sa composition s'exprime par la formule : $C^5 H^2 O^4 + HO$ (acide malique cristallisé).

L'acide malique accompagne l'acide tartrique dans les raisins verts et dans les pommes sauvages. Il accompagne l'acide citrique dans les groseilles vertes, dans les cerises, les fraises, les framboises, et même dans les fourmis. Il est combiné avec une quantité notable de chaux dans la joubarbe, dans le *Mesembryanthemum*, dans le *Sedum*, et en général dans les plantes de la famille des *Cras-sulacées*. Il est presque pur dans le fruit de l'épine-vinette.

Les sels (*malates*) que l'acide malique forme avec les bases sont, en général, solubles dans l'eau. Les malates alcalins sont déliquescents et cristallisent difficilement. Le *malate de plomb* cristallise en paillettes micacées; il contient 5 équivalents d'eau. Le *malate d'argent* est anhydre. Le *bimatate de chaux* contient 6 équivalents d'eau. Il n'y a pas de malate neutre de chaux; l'acide malique ne chasse l'acide carbonique du carbonate de chaux qu'en partie, et il ne se forme qu'un malate acide au lieu d'un malate neutre; tandis que l'acide citrique, placé dans les mêmes circonstances, devient parfaitement neutre. C'est la un excellent moyen de distinguer ces deux acides l'un de l'autre.

MALLEABILITÉ. Propriété qu'ont les métaux de s'étendre sous le marteau en lames plus ou moins minces. Cette propriété appartient surtout à l'or, à l'argent, au platine, au palladium, au cuivre, à l'étain, au zinc, au plomb, et au fer. L'or paraît être le plus malléable de tous les métaux. Les anciens savaient déjà éminemment apprécier cette propriété de l'or, qui recouvre, en couches excessivement minces, plusieurs monuments conservés jusqu'à nos jours.

MANGANÈSE. Le nom de *manganèse* vient de *magnesie*, parce que le peroxyde de manganèse était autrefois connu sous le nom de *magnesie noire*. Le manganèse est un corps ayant l'aspect de la fonte; sa cassure est grenue; il est facile à réduire en poudre. Il ne fond pas dans les fourneaux ordinaires. Il fond à la plus haute température d'un fourneau d'essai (à 160° du pyromètre Wedgwood). Sa densité est 7,015. Il est très-altérable à l'air, à cause de la grande affinité qu'il a pour l'oxygène. Aussi faut-il le conserver dans de l'huile de naphte ou dans des tubes de verre très-étroits, fermés à la lampe. Exposé à l'air, il se ternit promptement, et finit par se convertir en une poudre noire, qui est un mélange d'oxyde et de manganèse métallique. Par le grillage, il s'oxyde bien plus promptement encore. Tous les acides attaquent le manganèse. Ceux dans lesquels l'oxygène est fortement combiné, oxydent le manganèse aux dépens de l'eau qui se décompose; ceux dans lesquels l'oxygène est, au contraire, faiblement combiné, se décomposent eux-mêmes en cédant leur oxygène au métal. L'action de l'acide azotique est si vive, qu'il se produit en même temps de l'azotate d'ammoniaque. Le manganèse décompose lui-même l'eau à la température ordinaire, avec dégagement d'hydrogène. Lorsqu'on touche le manganèse avec des mains mouillées d'eau, on sent aussitôt l'odeur de l'hydrogène impur. Comme le fer, il paraît se combiner avec une certaine quantité de carbone (Wollaston). Le manganèse se combine directement avec le chlore, le soufre, le phosphore et l'arsenic. Sa combinaison avec le chlore gazeux est accompagnée de chaleur et de lumière. Il s'allie avec un assez grand nombre de métaux. Il n'est pas magnétique dans les circonstances ordinaires. Il paraît cependant qu'il le devient par un abaissement de température égal à - 50°.

Le manganèse se rencontre non-seulement dans le règne minéral, mais encore dans le règne organique. Les cendres des animaux et des végétaux contiennent souvent des quantités assez notables d'oxyde de manganèse. Formule du manganèse : $Mn = 544,684$.

Pour obtenir le manganèse métallique, on chauffe l'oxyde pur, avec du charbon de bois pulvérisé, dans un creuset brasqué. On peut y ajouter un peu de borax, pour réunir les particules métalliques en culot au fond du creuset. Il faut faire l'opération dans un fourneau d'essai, à une très-haute température. Pour séparer le manganèse des métaux qui l'accompagnent, on dissout le mélange d'oxydes de manganèse, de fer, de nickel, de cobalt et de zinc, par l'acide acétique en excès. On traite la dissolution par le sulfhydrate d'ammoniaque, qui précipite tous les métaux à l'état de sulfures. Enfin, on traite de nouveau le mélange par l'acide acétique faible, qui ne redissout que le sulfure de manganèse.

Le manganèse, ou plutôt son peroxyde, était connu autrefois sous le nom de *saumon des verriers*, parce qu'il jouit de la propriété de rendre blanc le verre vert. Le principal minerai de manganèse portait le nom de *Braunstein*, que l'on regardait comme un minerai de fer. Scheele et Gahn en retirèrent les premiers un nouveau métal, qu'ils appelèrent *manganèse* (manganèse). Scheele nous a laissé sur ce métal un travail très-complet.

On peut admettre cinq degrés d'oxydation du manganèse :

1° Le *protoxyde* (*manganosydule*) ; 2° le *deutoxyde* (*manganosyde*) ; 3° le *peroxyde* ; 4° l'*acide manganique* ; 5° l'*acide permanganique*. L'*oxyde rouge* est un oxyde intermédiaire, dont nous traiterons plus bas.

Protoxyde. À l'état anhydre (obtenu par la calcination du carbonate en vase clos), il est verdâtre, inodore, insipide, et insoluble dans l'eau. Il est blanc à l'état hydraté, obtenu par voie de précipitation. Comme le protoxyde de fer, il s'altère promptement en absorbant l'oxygène de l'air. Il change ainsi successivement de couleur ; il devient jaunâtre, ocreux, et en le chauffant légèrement à l'air il devient noir. Il se dissout dans un grand excès d'ammoniaque lorsqu'il n'a pas encore eu le temps de se suroxyder. Il donne avec le borax un verre incolore, ou légèrement coloré en rose. Le protoxyde de manganèse est une base puissante et isomorphe dans ses combinaisons avec le protoxyde de fer, l'oxyde de zinc, et avec l'oxyde de cuivre (deutoxyde).

Deutoxyde (*sesquioxyde* ; *manganosyde*). Il a l'aspect d'une poudre noire, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau. On le rencontre dans la nature, cristallisé en lames assez belles (braunite). Il se combine avec les acides pour former les sels de deutoxyde de manganèse ; mais c'est une base faible, et neutralisant mal les acides. Sous ce rapport, il est entièrement analogue au peroxyde de fer, à l'oxyde de chrome et à l'alumine, avec lesquels il est isomorphe. Il forme avec l'eau un hydrate brun qui existe dans la nature sous deux formes : 1° sous forme cristalline (*manganite*), et sous forme pulvérulente, amorphe. Fondu avec le borax, le deutoxyde de manganèse donne un verre de couleur violette. Le verre obtenu dans la flamme intérieure du chalumeau est incolore (formation de protoxyde). L'améthyste doit sa couleur à la présence de quelques parcelles de deutoxyde de manganèse.

On l'obtient à l'état anhydre, en calcinant l'azotate de peroxyde ; on l'obtient à l'état d'hydrate, en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau tenant du carbonate de manganèse en suspension. On fait digérer le dépôt dans de l'acide acétique, pour enlever une partie du carbonate non décomposé.

Formule : $Mn^2 O^3$.

Le *peroxyde* (bi-oxyde) se rencontre dans la nature, cristallisé en prismes noirs mo-

boïdoux, et connu sous le nom de *pyrolucite* (Braunsteinerz). Sa poussière est noire et tache les doigts. A une température élevée, il abandonne une partie de son oxygène, de manière à se transformer en un composé de protoxyde et de peroxyde ($2 Mn O + Mn O^2$) qui existe dans la nature (*hausmanite*). En courant d'hydrogène le change, à la chaleur rouge, en protoxyde verdâtre. L'hydrate de peroxyde est noir, pulvérulent, doux au toucher, et contenant de petites paillettes brillantes. Exposé à la chaleur, il perd son eau, en même temps qu'il perd une partie de son oxygène. Le peroxyde ne joue pas le rôle de base ; conséquemment il n'existe pas de véritables sels à base de peroxyde de manganèse. Traité par les acides, il se transforme, à l'aide de la chaleur, en protoxyde qui se combine avec l'acide, et l'excédant de l'oxygène se dégage. Traité par l'acide chlorhydrique, il donne naissance à du chlore : 1 kilo. de peroxyde de manganèse pur, traité par l'acide chlorhydrique, donne 0, kil. 7964 ou 251 litres, 28 de chlore. Cet oxyde, au lieu de jouer le rôle de base, paraît jouer plutôt le rôle d'un acide, puisqu'on le rencontre dans la nature combiné avec la baryte.

On obtient le peroxyde *anhydre*, en calcinant l'azotate de peroxyde à une faible chaleur sombre ; et le peroxyde *hydrate*, en traitant l'oxyde rouge (*oxyde-oxysyde*) par l'acide azotique. Celui-ci ne dissout que le protoxyde (*oxyde*), et laisse pour résidu le peroxyde non dissous. Formule du peroxyde de manganèse : $Mn O^2$.

Quant aux acides manganique et permanganique, voyez MANGAN.QUE (Acide), et PERMANGANIQUE (Acide).

L'oxyde intermédiaire (*oxyde rouge*, *oxyde* des Allemands) est presque noir lorsqu'il est en masses compactes ; à l'état pulvérulent, il a une couleur violacée. On l'a regardé pendant longtemps comme un oxyde particulier. Il existe dans la nature sous le nom de *hausmanite*. On l'obtient artificiellement par la calcination directe du peroxyde de manganèse. Il est très-stable, et inaltérable à l'air.

Sa formule est remarquable : elle est analogue à celle de l'oxyde de fer magnétique. On peut le considérer comme formé de 1 éq. de protoxyde et de 1 éq. de deutoxyde ; $= Mn O + Mn^2 O^3$; ou bien de 2 équiv. de protoxyde et de 1 équiv. de peroxyde $= 2 Mn O + Mn O^2$. Traité par l'acide azotique, le protoxyde se dissout, et un a pour résidu du peroxyde noir.

On peut considérer cet oxyde comme une espèce de sel dans lequel le peroxyde jouerait le rôle de l'acide et le protoxyde celui de base.

A cause de la grande affinité du protoxyde pour le deutoxyde, il est très-difficile d'obtenir le premier parfaitement pur. La couleur rosée des sels de protoxyde, de même que la couleur des verres préparés avec le protoxyde,

tient à la présence d'une certaine quantité d'oxyde intermédiaire.

Composés sulfures. Par la voie humide, on peut former autant de sulfures qu'il y a de degrés d'oxydation.

Le *protosulfure*, obtenu par la voie sèche, est d'un gris foncé, à grains fins et cristallisés. Obtenu par la voie humide (en précipitant le sulfate de protoxyde de manganèse par un sulfure alcalin), il est d'un blanc jaunâtre. Dans ce dernier cas, il s'altère promptement en absorbant l'oxygène de l'air. Dans le premier cas, il est beaucoup plus stable. Il est fusible comme la fonte, et se grille très-facilement.

Le *sélénium* se comporte absolument comme le soufre.

Composés chlorés. A chacun des oxydes de manganèse correspond un chlorure. En traitant un oxyde par l'acide chlorhydrique, il y a formation d'eau et d'un chlorure correspondant à l'oxyde. Tous ces chlorures sont très-stables.

Pour obtenir le protochlorure, on traite le peroxyde de manganèse par l'acide chlorhydrique; déjà, à froid, il y a formation d'un perchlorure. Mais comme celui-ci est peu stable, l'excès de chlore s'en va rapidement à l'air et d'une légère élévation de température, et l'on a pour résidu un protochlorure permanent et stable.

Protochlorurè. Il est cristallisable et légèrement coloré en rose; à l'état anhydre, il est fusible, et prend une couleur brunâtre par le refroidissement. Grillé à l'air ou chauffé (au rouge obscur) dans un tube par lequel on fait passer un courant d'air, il donne du peroxyde de manganèse pour résidu; tout le chlore s'en va, mêlé avec l'azote de l'air. C'est là un excellent moyen de vérifier la richesse du manganèse en oxygène; car si l'oxyde de manganèse qui a servi à la préparation du chlorure n'est qu'un mélange de protoxyde et de peroxyde ou de deutoxyde, il se dégagera moins de chlore (par la calcination), que si l'oxyde de manganèse avait été du peroxyde réel (MnO_2). Le manganèse d'Allemagne est beaucoup plus riche en oxygène que le manganèse du département de la Dordogne (Gay-Lussac). La richesse de l'oxygène, indiquée par la quantité de chlore qu'on obtient pendant la calcination du chlorure, constitue le *titre* du manganèse.

En faisant passer de la vapeur d'eau sur le protochlorure de manganèse, on obtient de l'acide chlorhydrique, qui se dégage, et de l'oxyde rouge de manganèse (oxyde intermédiaire) pour résidu.

L'acide manganique (MnO_3) donne un chlorure = MnCl_3 .

L'acide permanganique (Mn^2O_7) donne Mn^2Cl^7 . On obtient ce dernier chlorure en versant de l'acide sulfurique concentré sur un mélange de caméleon rouge et de sel marin; il se dégage sous forme de vapeurs verdâtres

qui se condensent, entre 13° et 20° , en un liquide d'un brun verdâtre.

Sels de protoxyde de manganèse. Caractères: Leurs dissolutions sont incolores quand elles sont parfaitement pures; elles sont légèrement colorées en rose lorsqu'elles contiennent un peu de deutoxyde. On les décolore au moyen de l'acide sulfureux. Ces sels ont une saveur amère et astringente.

1° Les alcalins fixes (potasse et soude) y produisent un précipité blanc qui jaunit au contact de l'air. Ce précipité est presque toujours un *sous-sel*. En y ajoutant du chlore, le précipité brunit rapidement; il y a formation de peroxyde noir insoluble et de chlorure de manganèse, qui reste en dissolution.

2° L'ammoniaque ne donne que la moitié du précipité que donne la potasse ou la soude. C'est qu'il se forme un sel double soluble, à base d'ammoniaque et de manganèse. En versant préalablement du sel ammoniac dans le sel de manganèse, l'ammoniaque n'y produit plus aucun précipité.

3° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

4° L'acide sulfhydrique n'y produit point de précipité. En y ajoutant du sulfhydrate d'ammoniaque, on obtient un précipité blanc qui prend une teinte rosée.

5° Les sels de manganèse, calcinés avec un fondant tel que le borax ou le phosphate de soude, donnent des verres colorés en rose, en violet, etc.

6° Chauffés avec du nitrate de potasse dans un creuset de platine, ils donnent du caméleon vert, qui produit dans l'eau différentes nuances de coloration.

La présence de l'acide tartrique empêche les alcalis et les carbonates alcalins de précipiter les sels de manganèse.

Sulfate. Il existe sous forme de petits cristaux prismatiques rhomboïdaux blancs ou légèrement colorés en rose. Il est soluble dans l'eau, plus à froid qu'à chaud, contrairement à ce qui a lieu ordinairement. C'est pourquoi une dissolution faite à froid se trouble par l'ébullition. Formule: $\text{MnO}, \text{SO}_3 = 1$ equiv. de sulfate de manganèse anhydre. On le prépare en chauffant à 200° le peroxyde de manganèse avec de l'acide sulfurique. L'excédant de l'oxygène se dégage, et le protoxyde se combine avec l'acide sulfurique. L'action a lieu plus vite lorsqu'on y ajoute un corps désoxygénant, comme la poussière de charbon. Si, à la place du charbon, on emploie de la farine, de la sciure de bois ou toute autre substance végétale, il se produit de l'acide formique, en même temps que du sulfate de protoxyde de manganèse.

Azotate. Il est très-soluble dans l'eau et cristallise difficilement, en aiguilles. On l'obtient en traitant par l'acide azotique, le peroxyde ou l'oxyde rouge. Celui-ci ne dissout que le protoxyde, et le peroxyde noir reste insoluble.

Les oxydes de manganèse (oxyde rouge et peroxyde) contiennent toujours une quantité plus ou moins notable d'oxyde de fer. L'acide azotique est un excellent moyen de séparation. Ainsi, en traitant l'oxyde rouge ferrugineux par l'acide azotique, on dissout tout le manganèse, sans dissoudre un seul atome de fer.

Le *carbonate* existe dans la nature (Transylvanie). Il est de couleur rose ou jaune. Chauffé dans un petit tube, à l'abri du contact de l'air, il donne du peroxyde vert, avec dégagement d'acide carbonique. Chauffé au contact de l'air, il donne l'oxyde intermédiaire.

Sels de deutoxyde (sesquioxyde) de manganèse (*sels au maximum*). Ce ne sont pas de véritables sels, car ils sont incristallisables et sans proportions définies. Ils sont tous très-acides.

Ces prétendus sels sont tous colorés en rouge ou en brun foncé.

1° Les acides sulfureux et azoteux les décolorent (formation d'un sel au *minimum*).

2° Leurs dissolutions étendues d'eau laissent déposer du peroxyde.

3° Ils décolorent instantanément l'indigo, en perdant eux-mêmes leur couleur.

Ce sont des composés très-oxygénants.

Chauffés avec du nitre, ils donnent du caméléon vert.

Sulfate (sulfate rouge de manganèse). On l'obtient en faisant réagir à froid l'acide sulfurique concentré sur du peroxyde de manganèse. Il a une réaction acide. Il est incristallisable, et souvent employé comme corps désoxygénant.

Alun manganésique. En chauffant ensemble du sulfate rouge de manganèse avec du sulfate de potasse, on obtient, par le refroidissement, des cristaux octaédriques, de couleur *amethyste*, composés de 1 éq. de sulfate de potasse et de 3 éq. de sulfate de manganèse. C'est la une espèce d'alun, dans laquelle le sesqui-oxyde de manganèse ($Mn^2 O^3$) remplace l'oxyde d'alumine ($Al^2 O^3$), avec lequel il est isomorphe.

Manganates et permanganates (*Caméléons*). Voy. MANGANIQUE (Acide) et PERMANGANIQUE (Acide).

MANGANIQUE (Acide). On ne connaît cet acide que combiné avec les bases, et notamment avec la potasse. Dès qu'on cherche à l'isoler, il se décompose en *acide permanganique* et en peroxyde de manganèse. Formule : $Mn C^3$.

Quand on calcine du peroxyde de manganèse avec de la potasse ou avec du nitre, on obtient une matière d'un vert très-foncé, qui devient rouge par l'addition d'un acide, et repasse au vert par l'addition d'un alcali. C'est cette matière qui était depuis longtemps connue sous le nom de *caméléon minéral*. On sait aujourd'hui que ces phénomènes de coloration tiennent aux différents degrés d'oxydation que le manganèse est susceptible de subir sous l'influence de certaines circonstances. Dans cette masse verte (*caméléon*), le manganèse existe

combiné avec 5 éq. d'oxygène ($Mn O^3$), combinaison acide (*acide manganique*) qui forme avec la potasse du *manganate de potasse*. Il y a différents moyens de préparer le manganate de potasse. On le prépare en chauffant, au contact de l'air, parties égales de potasse et de peroxyde de manganèse, ou 1 p. de peroxyde avec 5 p. de nitre. On continue à chauffer, jusqu'à ce qu'un échantillon de la matière colore l'eau en vert. Dissous dans l'eau, le manganate de potasse (*caméléon vert*) passe (à mesure qu'il se décompose) par différents degrés de coloration. La dissolution, d'abord d'un vert foncé, devient bleue, puis violette, purpurine, rouge-clair, et enfin incolore. Il se dépose du peroxyde de manganèse. Le meilleur procédé pour obtenir le *caméléon vert* (manganate de potasse), consiste à calciner un mélange de peroxyde de manganèse, d'oxyde rouge de mercure et de potasse. En traitant la masse calcinée par l'eau, on ne dissout que le caméléon pur. En évaporant la dissolution qui est d'un vert foncé, on obtient des cristaux de manganate de potasse, qu'on dessèche en les pressant entre deux feuilles de papier brouillard, pour enlever l'excès de potasse. Ces cristaux sont des pyramides hexaédres, semblables aux cristaux du sulfate de potasse (Mitscherlich), il faut conserver le manganate de potasse à l'abri du contact de l'air; autrement il se colore en rouge en se décomposant : une portion d'acide manganique passe à l'état de peroxyde, en cédant de l'oxygène à une autre portion d'acide manganique qui passe à l'état d'*acide permanganique*.

MANNITE. Matière d'une saveur sucrée, constituant la partie essentielle de la manne. Elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool bouillant, où elle cristallise par le refroidissement en prismes quadrangulaires, anhydres, minces, incolores, et doués d'un éclat soyeux. Elle se transforme en acide oxalique par l'action de l'acide nitrique. Elle n'est pas susceptible de fermenter; ce caractère distingue particulièrement la mannite du sucre. Formule de la mannite : $C^6 H^7 O^6$.

La mannite se trouve non-seulement dans la manne, mais encore dans plusieurs espèces de champignons, dans la racine de céleri, dans le suc de betterave fermenté, dans les gommes du cerisier, du pommier, du prunier, etc. M. Stenhouse vient de trouver la mannite dans un très-grand nombre de plantes marines. Il l'obtient, en traitant différentes espèces de *Laminaria*, de *Fucus*, de *Rhodomena*, de *Halydris*, etc., par l'eau, et reprenant l'extrait aqueux par l'alcool bouillant. M. Stenhouse conclut de ses recherches que la mannite, beaucoup plus abondante dans la nature qu'on ne l'a cru, paraît remplacer, dans les plantes marines, le sucre de canne ou le sucre de raisin, si fréquents dans les végétaux terrestres.

MANOMÈTRE. Nom donné par Varignon à

un appareil destiné à mesurer la raréfaction de l'air. Aujourd'hui on donne ce nom à toute colonne liquide disposée de manière à mesurer des pressions. On s'en sert surtout pour évaluer les pressions produites dans les machines locomotives. Le baromètre est une espèce de manomètre.

MARBRE. Voyez CHAUX (Carbonate).

MARÉ. Ancienne mesure en poids. Le marc équivalait à la moitié d'une livre.

MARÉE. Mouvement périodique des eaux de la mer: ces eaux s'élevaient (*marée haute, flux*) et s'abaissent (*marée basse, reflux*) alternativement deux fois par jour, en coulant de l'équateur vers les pôles. Les marées sont à peu près insensibles dans les mers qui sont presque de tous côtés circonscrites par des continents. La mer Méditerranée, la mer Caspienne, la mer Morte, etc., sont dans ce cas. Les physiciens n'ont pas encore dit le dernier mot sur l'origine et la véritable cause des marées, que l'on attribue généralement à l'influence attractive que la lune exerce sur notre globe.

MARGARAMIDE. Matière blanche, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Elle s'obtient par l'action de l'ammoniaque sur les corps gras (*Boullay*). Sa composition est représentée par celle du margarate d'ammoniaque, moins 1 équivalent d'eau.

MARGARIQUE (Acide). Acide découvert par Chevreul. Il existe dans la graisse d'homme et dans plusieurs huiles végétales. On l'obtient, soit par l'action de l'acide nitrique sur l'acide stéarique, soit en précipitant par l'acétate de plomb une solution de graisse humaine ou d'huile d'olives. Le margarate de plomb est ensuite décomposé par un acide minéral étendu. L'acide margarique ressemble, par son aspect et ses propriétés, à l'acide stéarique. Il fond à 60°, et sa composition a été exprimée par la formule: $C^{35} H^{97} O^{13}$. Les margarates sont analogues aux stéarates.

MARGARONE. Matière blanche nacrée, très-friable, découverte par M. Bussy dans la distillation sèche de l'acide margarique. Elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther. Elle est fusible à 77°, et inaltérable par les alcalis. Quelques chimistes lui assignent la formule: $C^{33} H^{83} O$.

MARMITE DE PAPIN. (*Digester de Papin*). Vase métallique à parois très-épaisses, et exactement fermé par un couvercle de métal, assujéti par une forte vis. Les vapeurs de l'eau qu'on chauffe dans ce vase peuvent acquérir une tension considérable. C'est une véritable chaudière à vapeur. Elle avait été inventée par Papin, dans le but d'extraire la matière gélatineuse des os et de cuire les aliments sans évaporation (Papin, *Manière d'amollir les os*, etc., broch. in-12, 1683). La marmite de Papin peut être encore aujourd'hui employée avec avantage dans l'extraction en grand de la gélatine.

MASSE. Réunion de molécules pondérables.

C'est par le poids des corps qu'on juge de leur masse, quel que soit d'ailleurs le volume que les corps occupent. Newton a le premier constaté expérimentalement que le poids des corps est proportionnel à la quantité de matière (masse) qu'ils contiennent. En ne considérant que la masse, on fait abstraction des interstices qui séparent les molécules matérielles, et dans lesquels se passent des phénomènes importants.

MASSICOT. Voyez PLOMB (Protoxyde).

MASTIC. Résine jaunâtre extraite par incision d'une espèce de pistachier (*Pistacia lentiscus*). La partie soluble dans l'alcool a été appelée *maستicine*.

MATIÈRE. Les anciens philosophes ont beaucoup discuté pour savoir si la matière est finie ou divisible à l'infini, si elle est éternelle ou destructible, etc. Tout ce que l'on peut dire aujourd'hui à ce sujet, beaucoup moins discuté qu'autrefois, c'est que l'hypothèse atomistique, d'après laquelle la matière ne paraît pas divisible à l'infini, facilite singulièrement l'explication et le calcul des combinaisons que les corps sont susceptibles de former entre eux. Quant à l'éternité de la matière, il nous est permis d'affirmer, d'après ce que nous voyons dans la nature, qu'aucune parcelle de matière ne se perd, et que tout se transforme. La terre, avec tous les êtres qui la peuplent, a aujourd'hui exactement le même poids qu'elle avait il y a des milliers d'années. Seulement, dans cet intervalle de temps, il s'est opéré bien des métamorphoses, et toujours avec un nombre déterminé de corps élémentaires.

MATIÈRES COLORANTES. Les matières colorantes sont aussi nombreuses que variées dans les trois règnes de la nature. Beaucoup d'entre elles sont employées en teinture. Elles changent de teintes ou de nuances, suivant l'action des acides ou des alcalis. Les matières colorantes végétales ont pour caractère distinctif d'être toutes solubles dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. C'est pourquoi il est souvent très-difficile d'obtenir certaines substances, extraites des végétaux, parfaitement incolores.

MATRAS. Vaissseau de verre sphérique, à col cylindrique long et étroit. On s'en sert dans presque toutes les opérations chimiques.

MÉCANIQUE. Science qui traite essentiellement des forces motrices, des principes de statique et de dynamique, ainsi que de la construction, de l'emploi et de la théorie des machines. La mécanique est une partie capitale des mathématiques appliquées.

MÉCHLOÏQUE (Acide). Corps cristallin fusible à 125° et volatil à 190°. On l'obtient en traitant la méconine par le chlore gazeux. M. Courbe lui assigne la formule: $C^{14} H^{14} O^{10}$.

MÉCONINE. Matière cristalline, blanche, découverte en 1852 par M. Courbe. Elle fond à 90° et distille à 135°, sans se décomposer. On

l'obtient en précipitant par l'ammoniaque le digestum aqueux de l'opium. La méconine est peu soluble dans l'eau; elle est plus soluble dans l'alcool, dans l'éther et les huiles essentielles. Sa solution aqueuse est précipitée par l'acétate de plomb. Par l'action de l'acide nitrique, elle est convertie en acide *nitroméconique* ou *nitroméconine*, et par le chlore, en acide *méchloïque*. M. Courbe lui assigne la formule : $C^5 H^5 O^2$.

MÉCONIQUE (Acide). Cet acide, entrevu par Séguin, a été pour la première fois exactement décrit par Robiquet. Il présente l'aspect de paillettes nacrés. A 100°, il perd 20,3 à 21,3 pour cent d'eau de cristallisation. Peu soluble dans l'eau froide, il se dissout assez bien dans l'eau échaudée et dans l'alcool. Bouilli dans l'eau, l'acide méconique se colore en jaune et se transforme en *acide coménique*; il se produit en même temps de l'acide carbonique, de l'acide oxalique, et une matière brune qui n'a pas été examinée. A 120°, l'acide méconique se décompose : il se dégage de l'acide carbonique et de l'eau, et il reste un résidu d'acide coménique; à une température plus élevée, l'acide coménique se détruit à son tour, et donne naissance à un produit volatil (*acide pyroméconique*). L'acide méconique se dissout dans l'acide sulfurique (refroidi et bouillant; la liqueur donne, par le refroidissement, des cristaux d'acide coménique. Il communique à une solution d'un sel de peroxyde de fer une teinte rouge de sang. Formule de l'acide méconique séché à 101° : $C^3 H O^3$, 5H₂O. C'est un acide tribasique : trois équivalents d'eau peuvent être remplacés par trois équivalents d'oxyde métallique. La plupart des *meconates*, *coménates* et *pyroméconates* ont été tout récemment examinés par M. Stenhouse.

MÉDULLINE. M. John donne ce nom à la moelle de sureau ou de tournesol, épuisée par l'eau et l'alcool. Elle présente à peu près les mêmes propriétés que le ligneux.

MÉGASCOPE. (De μέγας, grand, et σκοπέω, je discerne.) Instrument d'optique composé d'une lentille achromatique, au-devant de laquelle on place l'objet dont on veut avoir l'image réelle sur un tableau, ou dont on veut prendre copie. Il ne diffère du microscope solaire que par la nature des objets dont il donne les images. Le mégascope a été inventé par Charles, vers 1780.

MÉLAM. Corps pulvérulent d'un blanc grisâtre. Insoluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther, il se dissout dans l'acide chlorhydrique, en se changeant en *ameline* et en *mélamine*. Il se dissout également dans les acides sulfurique et nitrique concentrés et bouillants. Ces solutions, traitées par l'alcool, donnent un précipité d'*ammélide*. Le mélam est un produit de décomposition du sulfocyanure d'ammonium. Il a été découvert par M. Liebig, qui lui a donné pour formule : $C^{12} N^{11} H^9$.

MÉLAMPYRINE. Matière cristalline qui se

forme dans l'extrait aqueux du *Melampyrum nemorosum*. Elle est très-soluble dans l'éther, peu soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'eau.

MÉLANGE. Dans un mélange, on reconnaît aisément les corps qui y entrent; il suffit ordinairement d'une opération purement mécanique pour en amener la séparation. Il n'en est pas de même de la combinaison. Lorsque plusieurs corps se mêlent ensemble, il ne se passe aucun phénomène physique sensible : il n'y a production ni de chaleur ni de lumière. La somme des corps mélangés représente le volume de la totalité du mélange. Les corps d'un mélange peuvent être solides, liquides ou gazeux. Chacun des gaz qui composent un mélange se comporte comme s'il était libre; il se dissout dans l'eau et dans d'autres véhicules, comme s'il n'était pas mêlé avec d'autres gaz. C'est là un des caractères essentiels dont on se sert pour prouver que l'air est un mélange et non pas une combinaison (Voy. AIR). Pour mélanger des corps solides, on les divise mécaniquement en parcelles plus ou moins petites; mais, quelque intime que soit ce mélange, on y reconnaît aisément, soit à l'œil nu, soit au microscope, les éléments qui entrent dans ce mélange. On appelle *mélange réfrigérant* un mélange de différentes substances, produisant un abaissement de température plus ou moins considérable. C'est ainsi, par exemple, que 16 parties d'eau, 5 p. de sel ammoniac, 5 p. de salpêtre, font descendre le thermomètre centigrade jusqu'à - 20°. De même, 1 partie de sulfate de soude et 1 p. d'acide sulfurique produisent un abaissement de température qui peut aller jusqu'à - 13°; 2 1/2 de phosphate de soude cristallisé et 1 p. d'acide sulfurique, mêlés ensemble, font descendre le thermomètre jusqu'à - 23°. Le mélange des métaux produit également un abaissement de température. Exemple : 1 p. de zinc, 2 p. de plomb, 3 p. de bismuth réduites en poudre et mêlées avec 15 p. de mercure produisent un abaissement de température de - 20°.

MÉLANIQUE (Acide). Corps pulvérulent noir, semblable au noir de fumée, et susceptible de se combiner avec les alcalis et les oxydes métalliques. Il est insoluble dans l'eau, et soluble dans l'alcool et dans l'éther. On l'obtient en exposant le salicylate de potasse humide à l'air, et en arrosant, au bout de quelque temps, la masse avec de l'eau; la liqueur contient de l'acétate de potasse et un résidu pulvérulent, auquel M. Piria a donné le nom d'*acide mélanique*. Ce corps a pour formule : $C^{10} O^4 O^5$.

MÉLASSIQUE (Acide). Produit de réaction des alcalis sur le sucre de raisin à l'aide de la chaleur. M. Dumas le représente par la formule : $C^{24} H^{22} O^{10}$.

MELLITIQUE (Acide). Acide cristallin qui, uni à l'alumine, constitue la mellite, minéral très-rare. Il supporte une chaleur de 500°, sans s'altérer. Par la distillation sèche, il se décompose en charbon, en une matière vola-

ble cristalline, et en divers produits empyreumatiques. Formule de l'acide mellitique anhydre : $C^6 O^2$. Le *mellitate d'ammoniaque* et les produits auxquels il donne naissance ont été l'objet d'un beau travail de M. Woelder.

MELLOX. Radical composé, découvert par M. Liebig. Il s'obtient en chauffant au rouge le sulfocyanogène. C'est un corps pulvérulent, d'un jaune citron. Il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool. Il se combine directement avec le potassium, pour former un mellonure; avec l'hydrogène il forme l'acide mellonhydrique. Il chasse le brome, l'iode et le sulfocyanogène de leurs combinaisons. Sa formule est : $C^6 N^4$. Quelques-uns des résultats annoncés par Liebig relativement au mellon et aux mellonures ont été tout récemment révoqués en doute par M. Voelckel, dans un travail étendu sur les produits de décomposition du sulfocyanogène.

MELLOHYDRIQUE (Acide). Corps pulvérulent, jaunâtre, qui s'obtient en dissolvant la mellonure de potassium dans l'eau bouillante, et en y ajoutant de l'acide chlorhydrique ou sulfurique. Formule : $C^6 N^4 H$.

MÉNISPERMINE. Alcaloïde découvert dans la coque du levain par Pelletier et Courbe. La ménispermine est blanche, cristalline, fusible à 120° et se décompose à une chaleur plus forte. Insoluble dans l'eau, elle se dissout dans l'alcool et dans l'éther. Formule : $C^{18} H^{12} NO^2$.

MENSTRUE. On donne ce nom à tout dissolvant liquide, comme l'eau, l'alcool, l'éther. *Menstrue, véhicule, dissolvant*, sont des termes à peu près synonymes.

MÉNYANTHINE. Brandes a donné ce nom à une matière brune, amère, extractiforme, obtenue en précipitant par l'acétate de plomb basique l'extrait alcoolique du *Menyanthes trifoliata*, et en décomposant le précipité par l'hydrogène sulfuré.

MER. Les eaux de la mer se distinguent des eaux douces des rivières, des fleuves, par leur saveur salée amère, et furt désagréable. Cette saveur est principalement due à certains sels (chlorure de magnésium, sulfate de magnésie, chlorure de sodium) tenus en dissolution dans l'eau. En général, les eaux de la mer sont plus salées à une grande distance des côtes que dans le voisinage des terres. La mer morte est plus riche en sels que les eaux d'aucune autre mer connue.

MERCAPTAN. (Synonyme : *Sulphhydrate de sulfure d'éthyle*.) Liquide incolore, fluide comme l'éther, et doué d'une odeur d'ail insupportable. Il bout à 56° , 2. Sa densité est 0,812 à 15° . Il brûle avec une flamme bleue. Il est peu soluble dans l'eau, et se mêle à l'alcool et à l'éther. Il dissout l'iode, le phosphore et le soufre. Le mercaptan a été découvert par M. Zeise. Il s'obtient en distillant au bain-marie une solution concentrée de sulfate d'oxyde d'éthyle et de chaux, d'une densité de 1,28, mélangée avec une solution de po-

tasse de même densité et saturée par de l'hydrogène sulfuré. M. Eiebig a donné au mercaptan la formule : $C^2 H^5 S + SH$.

MERCURE. (Synonymes : *Vif argent; Hylargyre*.) Le mercure est le seul métal qui soit liquide à la température ordinaire. Il est d'un blanc d'argent très-pur. Versé sur une surface solide, il coule en globules arrondis et bien nets, s'il est pur. Si le mercure est impur, et qu'il contienne des traces d'oxyde, les globules, au lieu d'être nets et arrondis, sont allongés; ils font *queue*, comme on dit vulgairement. A l'état pulvérulent ou de division extrême, le mercure est gris. Il est insipide et inodore. A -40° il se solidifie, et il bout à 560° . Sa densité est 13,595 à 0° . Il pèse environ 10,000 fois plus que l'air. A l'état solide, il a la malléabilité, la ductilité et la ténacité du plomb. Comme les autres métaux, il conduit bien la chaleur, pour laquelle il a peu de capacité. Le mercure est le plus d'atome des métaux; sa dilatation est régulière. De 0° à 100° , il se dilate de 0,0181018 de son volume. Quoique liquide, il mouille un très-petit nombre de corps, comme l'or, le cuivre, l'étain; car *amalgamer* est en quelque sorte synonyme de *mouiller*. Comme tous les liquides, le mercure donne déjà des vapeurs à 0° et même au-dessous; une lame d'or suspendue sur une cuve à mercure blanchit à une température très-basse (*Faraday*).

Par l'intervention de l'eau, on peut distiller le mercure à 100° , c'est-à-dire bien au-dessous de la température de son ébullition. (L'iode, le soufre et beaucoup d'autres corps sont entraînés par la vapeur d'eau, à une température bien inférieure à la température d'ébullition de ces corps.) Il est important de tenir compte de cette circonstance dans les analyses. La vapeur de mercure est incolore, et d'une densité égale à 6,976 (*Dumas*). Cette vapeur est très-préjudiciable à la santé; elle cause un tremblement particulier dans tout le corps, et principalement dans les membres (*tremblement mercuriel*). Absorbé à l'état de vapeur, le mercure donne rarement lieu à la salivation. Il est à peu près inaltérable à l'air. Il faut le chauffer longtemps au contact de l'air pour qu'il s'oxyde en absorbant l'oxygène de l'air. « Si la découverte de l'oxydation du mercure à l'air était encore à faire, elle ne serait probablement pas faite aujourd'hui. Les anciens avaient une qualité précieuse qui manque aux hommes de nos jours; cette qualité était la persévérance. » (Gay-Lussac.) Les anciens chimistes avaient la persévérance de maintenir les métaux ou d'autres corps exposés à des températures élevées, non pas pendant des heures, mais pendant des semaines, pendant des mois et des années.

Le mercure se convertit, par une longue agitation, en une poudre noire qui n'est autre chose que du mercure très-divisé. Si le mercure est impur, la poudre noire qu'on

obtient se compose des corps étrangers oxydés, mêlés à du mercure métallique très-divisé. On fait l'expérience en attachant à l'aile d'un moulin à vent un flacon contenant du mercure. Le mercure mêlé avec de la graisse (onguent napolitain) n'est point du mercure oxydé, mais du mercure très-divisé.

L'acide azotique étendu attaque le mercure à froid et le change en protoxyde, qui se dissout dans la portion d'acide non décomposée (azotate de protoxyde de mercure). A chaud, l'acide azotique le change en peroxyde, à moins que le mercure ne soit en excès; dans ce cas, le mercure s'oxyde au *minimum*.

L'acide sulfurique faible n'agit pas sensiblement sur le mercure. Concentré et à chaud, il l'attaque avec dégagement d'acide sulfureux: si l'acide est en excès, il se forme un sulfate de protoxyde; si le mercure est en excès, il se forme un sulfate de peroxyde de mercure.

L'acide chlorhydrique est sans action sur le mercure. En dissolvant à chaud 1 p. de mercure dans 12 p. d'acide azotique à 54°, en ajoutant à la dissolution chaude 2 p. d'alcool à 56°, et continuant de chauffer le tout pendant quelque temps, on obtient un dépôt de poudre blanche cristalline qui détone fortement par la chaleur, par le choc, et par le contact de l'acide sulfurique (*fulminate de mercure, mercure fulminant*). Le mercure s'allie avec un grand nombre de métaux. Ces alliages portent le nom d'*unalgames*.

Le mercure n'existe pas très-abondamment dans la nature. Les pays de l'Europe qui en fournissent le plus sont l'Espagne, la Carinthie, l'Istrie, et la Bavière. On trouve de riches mines de mercure au Pérou et au Japon. On rencontre le mercure principalement dans les grès et dans les calcaires jurassiques superposés au terrain houiller. Formule du mercure: $Hg = 124,29$.

C'est du sulfure qu'on extrait principalement le mercure. A cet effet, on calcine le cinabre avec de la limaille de fer ou avec de la chaux: il se produit un sulfure de fer ou de calcium, et le mercure, étant volatil, se dégage. En Espagne (à Almaden) on grille le cinabre: il se dégage de l'acide sulfureux, et l'oxyde de mercure qui se forme est réduit à une température élevée. On fait passer les vapeurs mercurielles, par des tuyaux très-longs, dans un réservoir commun, où elles se condensent par le refroidissement. On purifie le mercure du commerce par de nouvelles distillations. Mais comme en se volatilisant le mercure entraîne des traces de métaux étrangers, il est difficile de le purifier par la distillation. On le débarrasse des corps auxquels il se trouve mécaniquement mêlé, en le faisant passer, par la pression, à travers les pores d'une toile serrée ou d'une peau de chamois.

Composés oxygénés. Il existe deux degrés d'oxydation du mercure, le *protoxyde* et le

peroxyde. L'un et l'autre oxydes peuvent jouer le rôle de base.

Le *protoxyde* est noir, pulvérulent, et très-peu stable. L'eau bouillante et même la lumière du jour suffisent pour le décomposer en peroxyde et en mercure métallique. Il se combine très-bien avec les acides. On l'obtient en versant un excès d'alcali caustique dans une dissolution de sel de mercure au *minimum* (si l'on n'employait pas un excès d'alcali, le précipité serait un *sous-sel*). Quand on dessèche ce précipité dans l'obscurité et qu'on le frotte avec les doigts, on y distingue, à la loupe, de petits globules de mercure. Traité par l'acide chlorhydrique, ce même précipité se transforme en perchlorure (chlorure) correspondant au peroxyde, et en mercure métallique. Comme le protoxyde est peu stable, on évalue l'équivalent du mercure d'après la composition du peroxyde, qui, pour la même quantité de mercure, contient le double de l'oxygène du protoxyde: conséquemment le protoxyde contient la moitié de l'oxygène du peroxyde.

Formule du protoxyde de mercure: $Hg_2 O$.

Peroxyde (bioxyde oxyde rouge, précipité per se). Sa couleur varie, suivant le degré de calcination, depuis le jaune orange jusqu'au rouge brique. Il a une saveur métallique fort désagréable. Il est un peu soluble dans l'eau, et sa dissolution aqueuse verdit légèrement le sirop de violettes. La lumière le décompose à la longue, et le réduit à l'état métallique. Soumis à la chaleur rouge, le peroxyde de mercure se colore d'abord en brun d'une manière passagère, et laisse ensuite dégager son oxygène; le mercure se réduit à l'état métallique sans passer par l'état intermédiaire de protoxyde. Il est jaune à l'état d'hydrate, et perd son eau à une chaleur très-basse, en prenant une couleur rouge. Le peroxyde de mercure ne forme pas, avec les acides, des composés aussi stables que ceux que produit le protoxyde. En général, les peroxydes sont des bases faibles: plus un métal s'oxyde, plus il perd de sa propriété de base.

On peut obtenir le peroxyde de mercure en chauffant le mercure longtemps à l'air. L'oxyde ainsi formé s'appelait autrefois *chaux métallique*.

Pour avoir le peroxyde de mercure parfaitement pur, il faut chauffer modérément l'azotate, de manière à ne décomposer que l'acide azotique; car si la chaleur dépasse 400°, l'oxyde lui-même se décompose. D'un autre côté, si l'on ne chauffe pas assez, l'oxyde sera impur, car tout l'acide azotique n'aura pas été éliminé. Dans ce dernier cas, on enlève l'acide par un peu d'alcali. Quoi qu'il en soit, il faut se défier de la pureté de cet oxyde, lorsqu'on veut l'employer dans les analyses des substances organiques (Gay-Lussac).

Composés sulfurés. Il y a deux sulfures correspondant aux deux oxydes:

1° Le *protosulfure* est, comme le pro-

oxyde, très-peu stable. Dès qu'on cherche à l'isoler, il se décompose en persulfure et en mercure. Il se dissout dans les sulfures alcalins, avec lesquels il paraît former des sulfosels. On l'obtient en précipitant un sel de mercure au *minimum*, par l'hydrogène sulfuré.

2° *Persulfure* (*sulfide*, *dcutosulfure*, *cinabre*, *vermillon*). Lorsqu'on fait tomber le mercure en poudre fine sur du soufre fondu, on obtient une matière noire connue autrefois sous le nom d'*althiops minéral*, qui correspond par sa composition à l'oxyde rouge de mercure. Il se compose de 1 éq. de mercure et de 1 éq. de soufre; de là, sa formule = Hg S. Cette même matière (persulfure), chauffée dans des vases fermés, se volatilise sans s'altérer; le produit de la sublimation est rouge (cinabre). On aurait peine à croire que ces deux corps sont identiques, si l'on ne savait pas qu'ils sont constitués exactement des mêmes éléments, de la même quantité de soufre et de la même quantité de mercure (*isomérisie*). En triturant longtemps ensemble du mercure, du soufre et de la potasse, on obtient immédiatement le vermillon.

Le persulfure de mercure se rencontre dans la nature en masses compactes et cristallisées. Sa couleur est variable, et dépend le plus souvent de son état d'aggrégation moléculaire. Il se volatilise sans se fondre, et cristallise, par le refroidissement, en prismes hexaèdres. Chauffé au contact de l'air, il dégage de l'acide sulfurique et du mercure métallique. Il est réduit par un grand nombre de métaux, et particulièrement par le fer. Il se combine avec beaucoup d'autres sulfures pour former des *sulfosels*, dans lesquels il paraît faire fonction de sulfacide.

Le vermillon est employé en peinture, et quelquefois en médecine.

Composés chlorés. Le chlore forme avec le mercure deux chlorures correspondant exactement, par leur composition, aux deux oxydes.

Le *perchlorure* (*calomèlas*, *mercure de vie*, *panacee mercurielle*, *précipité blanc*) est blanc, et prend une teinte légèrement grisâtre à l'air, en se transformant probablement en perchlore et en mercure métallique. Il noircit assez promptement à la lumière. Il est volatil, et presque insoluble dans l'eau. Il faut 1200 p. d'eau pour dissoudre 1 partie de calomèlas. Le chlore le dissout en le changeant en perchlore. Aucun métal ne le décompose à la température ordinaire et à sec. Formule : Hg² Cl, analogue à celle du protoxyde Hg² O. On l'obtient de plusieurs manières : 1° Par la voie humide : à cet effet, on précipite l'azotate de mercure au *minimum* par du sel marin. Si l'azotate employé contient un peu de sel de peroxyde, il se produira en même temps du perchlore de mercure soluble. 2° Par la voie sèche : on calcine ensemble un mélange de 6 parties de sulfate

de protoxyde de mercure, et 4 parties de sel marin. Les vapeurs de perchlore se condensent dans le col de la cornue, sous forme de prismes à quatre pans, *anhydres*. Le verre du vase, et les cristaux qui s'y trouvent, s'électrisent en sens opposé (le verre s'électrise vitreusement et le mercure résineusement). On obtient le perchlore de mercure également par la voie sèche, en chauffant ensemble 4 p. de sublime corrosif et 3 p. de mercure. Les vapeurs de perchlore se condensent sous forme de poudre blanche, dans un récipient contenant de l'eau.

Le perchlore est fréquemment employé en médecine, et principalement en Angleterre. Il agit comme purgatif.

Le *perchlorure* (*chloride*, *bichlore*, *sublimé corrosif*) est d'un blanc de satin et demi-transparent. Il cristallise en aiguilles ou en prismes quadrangulaires anhydres. Il est soluble dans l'eau; il faut 20 parties d'eau froide et 3 parties seulement d'eau bouillante pour dissoudre 1 partie de sublimé corrosif; il est également soluble dans l'alcool. Sa saveur est très-désagréable. et persiste pendant fort longtemps. Il rougit la teinture de tournesol. Il est beaucoup plus volatil que le perchlore. Trituré avec le mercure, il se convertit en perchlore. Quand on plonge à la fois plusieurs lames de différents métaux (étain, bismuth et antimoine) dans une dissolution de sublimé corrosif, on remarque que celui-ci attaque les métaux successivement, chacun dans son ordre d'affinité pour le chlore. Ainsi l'étain est attaqué le premier, puis le bismuth, et en dernier lieu l'antimoine. Le cuivre, le zinc et le fer sont attaqués à peu près simultanément. Les alcalis caustiques, versés en petite quantité dans une dissolution aqueuse de perchlore de mercure, produisent un précipité blanc, qui est un *ozychlore*. L'hydrogène sulfuré, employé sans excès, y forme un précipité blanc grisâtre (*sulfochlore*).

Le perchlore de mercure se combine très-bien avec les chlorures alcalins et certains chlorures métalliques, pour former des *chlorosels* (chlorures doubles), parfaitement cristallisables, dans lesquels le perchlore de mercure fait fonction d'acide (*chloracide*). Formule : Hg Cl, ou Hg Cl², analogue à celle du peroxyde (HgO).

Lorsqu'on traite le peroxyde de mercure par l'acide chlorhydrique ou par l'eau régale, on obtient le perchlore, que l'on fait cristalliser par évaporation. Ce procédé est rarement employé. On préfère préparer le sublimé corrosif par la voie sèche, en calcinant parties égales de sulfate de mercure au *maximum* et de sel marin. Le perchlore se sublime et se condense sous forme de cristaux octaédriques.

Le sublimé corrosif est un poison émergique. Il est employé dans le traitement des maladies syphilitiques. Les individus qui ont fait un usage longtemps continué de ce remède con-

tiennent, dit-on, du mercure jusque dans le sang et dans la substance des tissus. Les expériences qu'on a faites à cet égard comportent peu d'exactitude; elles sont par conséquent peu concluantes. Le sublimé corrosif est encore quelquefois employé pour conserver des cadavres et des pièces d'anatomie; mais comme le sulfate d'alumine peut, sous ce rapport, remplacer parfaitement le sublimé corrosif (sur lequel il a, en outre, l'avantage d'être moins cher), il est à croire que le sulfate d'alumine deviendra bientôt d'un usage général. L'albumine (blanc d'œuf) est le contre-poison du sublimé corrosif, non parce qu'il transforme celui-ci en calomèles insoluble, mais parce que l'albumine forme, en se coagulant, une enveloppe protectrice qui s'oppose en partie à l'action délétère du perchloreure de mercure.

L'iode, comme le chlore, forme, avec le mercure, deux composés correspondant aux chlorures.

Le *protoiodure* est d'un vert foncé, insoluble dans l'eau. On l'obtient par des procédés tout à fait analogues à ceux par lesquels on obtient le protochlorure. En précipitant un protosel de mercure par un iodure alcalin, on l'obtient à l'état d'hydrate. Sa formule est : $Hg^2 I$, analogue à celle du protochlorure.

Le *periodure* (*iodide, bi-iodure*) est d'un beau rouge, et se volatilise en vapeurs jaunâtres qui se condensent, par le refroidissement, sous forme de lames rhomboïdales. Comme il est un peu moins soluble que le perchloreure, on peut l'obtenir par voie de précipitation. Sa formule est : HgI_2 , analogue à celle du perchloreure.

Alliages (Amalgames). Ils sont tous décomposables par le chaleur. Le mercure entraîne, en se volatilisant, une certaine quantité du métal avec lequel il se trouve amalgamé; et à son tour le métal fixe qui reste retient des traces de mercure qu'il abandonne difficilement, quelque forte que soit la chaleur. Le mercure s'amalgame très-facilement avec l'étain. Le *tain* est un amalgame employé dans la fabrication des glaces. À cet effet, on verse du mercure sur une feuille d'étain étendue horizontalement; l'on y applique ensuite le verre dont on veut faire une glace. L'amalgame d'étain adhère à la surface du verre qui se trouve en contact avec lui, l'autre surface restant libre. Cet amalgame se compose d'environ 3 parties de mercure et de 1 partie d'étain. Il y a, en général, contraction dans les amalgames d'étain. Des tiges d'or, d'argent, de plomb, d'étain, de zinc, plongées dans du mercure, se recouvrent, au bout d'un certain temps, de cristaux d'amalgame (*Daniel*).

Le mercure, mis en contact avec le sodium et une dissolution de sel ammoniac, se gonfle énormément; il décuple au moins son volume, en même temps qu'il se change en une masse butyreuse qui, exposée à l'air, revient

à l'état de mercure métallique, dégageant de l'ammoniaque. Cette espèce d'amalgame, appelé par quelques chimistes *hydrure ammoniacal de mercure et de sodium*, est probablement un amalgame de mercure et d'ammonium, qui, étant peu stable, se décompose à l'air en ammoniaque et en mercure.

Sels de protoxyde de mercure (sels au minimum). Les sels solubles sont incolores; la plupart des sels insolubles sont d'un blanc jaunâtre. Ils ont une saveur styptique très-désagréable, et se changent facilement en sels de peroxyde.

1° Les alcalis les précipitent en noir (protoxyde qui se convertit presque aussitôt en peroxyde et en mercure métallique). On fait jaillir de ce précipité des globules métalliques lorsqu'on le comprime fortement dans un linge.

2° L'acide sulfhydrique en excès les précipite en noir; si le réactif est employé en petite quantité, le précipité est blanc.

3° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

4° L'acide chlorhydrique et les chlorures solubles y forment un précipité blanc très-peu soluble (calomèles).

5° Une lame de cuivre blanchit étant plongée dans une dissolution mercurielle. Calcinés dans un alcali ou avec toute autre base, les sels de mercure dorment, par la distillation, du mercure métallique.

Azotate. En traitant du mercure en excès par l'acide azotique faible, on obtient, par évaporation, l'*azotate neutre*, cristallisé en aiguilles. Celui-ci se décompose dans l'eau en azotate basique (sous-azotate) blanc, insoluble, et composé de 2 éq. de base et de 1 éq. d'acide, et en azotate acide qui reste en dissolution. Ce dernier est un caustique souvent employé dans le traitement des ulcères syphilitiques. On le connaissait autrefois sous le nom d'*eau mercurielle*, de *remède du capucin*, de *remède du duc d'Antin*. L'azotate de mercure donne par l'ammoniaque un précipité grisâtre, qui est un sous-sel à base de mercure et d'ammoniaque, si le précipitant n'est pas employé en excès. Ce sous-sel a été appelé *mercure soluble de Hahnemann*. L'azotate précipité par l'acide chlorhydrique donne du protochlorure de mercure insoluble, et de l'acide azotique qui reste en dissolution. Or, si la liqueur est peu étendue et que l'acide chlorhydrique soit en excès, une grande partie du précipité, sinon la totalité, peut rentrer en dissolution; car l'acide chlorhydrique, formant avec l'acide azotique de l'eau régale, peut faire passer le protochlorure à l'état de perchloreure soluble. C'est là une circonstance importante, dont il faut tenir compte dans les analyses.

Sels de peroxyde de mercure (sels au maximum). Les sels solubles sont incolores. Quelques sels insolubles sont jaunes. Ils sont très-vénéneux, surtout lorsqu'ils sont solu-

bles. Ils ont une saveur métallique fort désagréable. Ils ont tous une réaction acide, et de la tendance à se transformer dans l'eau en sels basiques peu solubles et en sels acides très-solubles; ce qui prouve que le peroxyde de mercure est une base faible, comme en général tous les peroxydes.

1° Les alcalis les précipitent en jaune (*peroxyde hydraté*). Lorsque la liqueur contient de l'ammoniaque, le précipité est blanc.

2° L'acide sulfhydrique des précipite d'abord en blanc : en continuant d'y verser de l'acide sulfhydrique, le précipité devient jaune, rouge, et finit par devenir noir. Le précipité blanc ou jaune est un sel double, formé de sulfure et de sel de peroxyde de mercure. Le précipité noir est le persulfure de mercure.

3° L'acide chlorhydrique et les chlorures solubles n'y donnent point de précipité, le perchlorure de mercure étant soluble.

4° Des lames d'or, de cuivre, de fer et de zinc sont blanchies dans une dissolution de sel mercuriel au *minimum*.

Tous les sels de mercure sont détruits par la chaleur, et donnent, par la calcination avec un alcali, du mercure métallique qui, après s'être volatilisé, se dépose sous forme de petites gouttelettes sur les corps froids qu'il rencontre. Il est inutile d'ajouter du charbon à l'alcali, car l'oxyde de mercure se réduit spontanément à la chaleur rouge.

L'*azotate* de peroxyde, obtenu en traitant du mercure en excès par l'acide azotique bouillant, est incristallisable. Il a une réaction acide, et ne présente pas les caractères d'un véritable sel. Dans l'eau froide, il se partage en sel acide très-soluble, et en sous-sel blanc peu soluble. Dans l'eau bouillante, le sous-sel qui se précipite est jaune; il était autrefois connu sous le nom de *turbith nitreux*.

Le *sous-azotate* est susceptible de cristalliser. Il donne, par la calcination, du peroxyde qui, au lieu d'être coloré en beau rouge, est coloré en jaune sale, quoiqu'il soit très-pur.

Le *sulfate* de peroxyde s'obtient en traitant 3 parties de mercure par 2 parties d'acide sulfurique concentré. Il est soluble dans les acides sulfurique et azotique. Mis dans l'eau, il se partage en sulfate acide très-soluble, et en *sous-sulfate* jaune peu soluble. Ce dernier est connu sous le nom de *turbith minéral*, du nom d'une plante (convolvulacée) qui porte le nom de *turbith*, et à laquelle on attribuait des propriétés analogues à celles du sulfate basique de mercure. Ce sous-sulfate est un sel tribasique, composé de 3 éq. de peroxyde et de 1 éq. d'acide (5 Hg O, 3 O³). Le sulfate acide n'est pas troublé par l'ammoniaque (*sel double soluble*). Le sulfate neutre donne, avec l'ammoniaque, un sous-sel double peu soluble, qui, étant desséché, fond sur les charbons ardents.

MÉRIDIEN. Un des grands cercles immobiles de la sphère; il est vertical, et passe par les pôles du monde. Il s'appelle méridien, parce

qu'il indique le milieu du jour au moment où le centre du soleil s'y trouve. Le méridien divise le ciel en deux hémisphères, l'un *oriental* et l'autre *occidental*.

MÉRIDIEN MAGNÉTIQUE. C'est le plan qui passe par le centre de la terre et par la direction de l'aiguille horizontale. Le méridien magnétique et le méridien astronomique sont donc deux plans verticaux; car ils passent par la verticale du lieu pour lequel on les considère.

MÉSITE. Liqueur incolore, d'une odeur aromatique et d'une saveur brûlante. Il est inflammable, et plus léger que l'eau. Il bout à 70°; il se dissout dans environ 3 parties d'eau. Ce corps, analogue à l'acétone, dont il partage la composition, existe, selon M. Schweitzer, dans l'esprit de bois qu'on rencontre en Suisse. Le mésite a été trouvé par M. Reichenbach parmi les produits les plus volatils du goudron de bois.

MÉSITHÈNE. M. Schweitzer donne ce nom à un liquide étheré qui s'obtient par la distillation de parties égales de xylite aqueux et d'acide sulfurique. Formule : C⁶ H⁶ O³.

MESURE. Quantité établie par convention pour déterminer la valeur d'une autre quantité de même espèce, et pour en énoncer le contenu. La mesure *linéaire*, ou celle des longueurs, est une ligne droite. La mesure *plane* est un carré. La mesure des *solides* est un cube. Par un décret de la convention nationale, en date du 18 germinal de l'an 3 de la république française (7 avril 1793), toutes les mesures ont été fondées sur une base fixe et invariable, le *mètre* (voyez ce mot), c'est-à-dire, la dix-millionième partie de la distance de l'équateur aux pôles.

MÉTACÉCBLOROPLATINE. (Synonyme : *Chloroplatinate d'oxyde de mésityle*.) Matière cristalline, jaune, découverte par M. Zeise dans la réaction du perchlorure de platine sur l'acétone. Chauffée à l'air, elle brûle avec une flamme verte, et laisse un résidu de platine brillant. Soumise à la distillation, elle se décompose en acide chlorhydrique, en un corps particulier qui se condense sous forme de gouttelettes oléagineuses, et en un mélange de platine et de charbon. Formule : C⁶ H⁵ O, Pt Cl.

MÉTAGALLIQUE (Acide). Synonyme : *Acide mélalgallique*. Corps pulvérulent noir, soluble dans les alcalis caustiques, et insoluble dans l'eau. On l'obtient, comme résidu fixe, en chauffant l'acide gallique à 250° dans un bain d'huile. Pelouze lui assigne la formule : C⁶ H² O².

MÉTAL DES CLOCHES. Voyez CUIVRE (Alliage).

MÉTALLOÏDES. On a donné ce nom à des corps qui ne partagent pas toutes les propriétés des métaux. Tels sont le soufre, le sélénium, le chlore, le brome, l'hydrogène, l'azote, etc. On leur donne aussi le nom de corps *non métalliques*. C'est en partant des propriétés physiques et chimiques d'un métal,

qu'on est arrivé à diviser tous les corps simples en *métaux* et en *metalloïdes* ou corps *non métalliques*.

MÉTALLURGIE. Science qui a pour objet l'exploitation des métaux.

MÉTAMARGARIQUE (Acide). Corps cristallisé en aiguilles incolores, solubles dans l'alcool et dans l'éther, et insolubles dans l'eau. Il se forme par l'action de l'acide sulfurique sur l'acide margarique. Il se compose en 100 parties, de 75,2 de carbone, de 12,7 d'hydrogène et de 12,11 d'oxygène.

MÉTAPECTIQUE (Acide). L'existence de cet acide, qui a été obtenu par M. Frémy en combinaison avec l'oxyde de plomb, semble être révoquée en doute par M. Fromberg, (*Journal d'Erdmann*, année 1844).

MÉTAPHOSPHATES. Ces sels sont, en général, moins solubles que les pyrophosphates. On ne connaît guère que les métaphosphates de potasse, de soude, de chaux et de baryte. Les deux premiers sont solubles; leurs dissolutions donnent, par évaporation, un résidu visqueux, et semblable à de la gomme.

Les métaphosphates solubles précipitent en blanc le nitrate d'argent. Le métaphosphate d'argent qui se forme contient 1 équiv. de base de moins que le pyrophosphate correspondant. Un équiv. d'acide métaphosphorique saturé 1 équiv. de base. Formule : MO, PhO⁵.

MÉTAPHOSPHORIQUE (Acide). Cet acide présente la plupart des propriétés de l'acide phosphorique (Voyez ce mot). Il précipite en blanc l'eau de baryte et le nitrate d'argent. Il précipite également l'albumine de sa dissolution aqueuse. Ces caractères suffisent pour distinguer l'acide métaphosphorique de l'acide pyrophosphorique. Dissous dans l'eau, l'acide métaphosphorique se transforme, à la longue, en acide phosphorique ordinaire. Cette transformation n'a pas lieu si l'on sature l'acide par une base.

On prépare l'acide métaphosphorique en calcinant fortement le phosphate acide de soude, ou l'acide phosphorique libre. Formule : Ph⁵, HO.

MÉTAUX. (De μέτ' ἄλλα, parce que les minerais forment souvent des filons, et semblent, se suivre à la file les uns après les autres). — Les métaux sont des corps opaques, conduisant bien la chaleur et l'électricité. Ils sont généralement ductiles, malléables, plus denses que l'eau, tenaces, élastiques, sonores, insolubles dans l'eau, attaquables par les acides, et surtout par les acides azotique, chlorhydrique, sulfurique, et l'eau régale.

Les corps métalliques, ou métaux, ont été, par M. Thenard, subdivisés en 6 classes ou sections, fondées sur le degré d'affinité de ces substances pour l'oxygène. La première classe comprend les métaux qui décomposent l'eau à froid; la deuxième, ceux qui la décomposent à la température de l'ébullition; la troisième, ceux qui la décomposent à la chaleur rouge; la quatrième, ceux qui ne décomposent l'eau

ni à chaud ni à froid, lorsqu'ils agissent seuls, mais qui absorbent l'oxygène à la température la plus élevée; la cinquième classe renferme les métaux qui ne décomposent l'eau à aucune température, et qui n'absorbent l'oxygène qu'à un certain degré de chaleur, au delà duquel ils l'abandonnent; enfin les métaux de la sixième classe sont ceux qui ne décomposent l'eau et n'absorbent l'oxygène à aucune température.

Les métaux sont diversement altérés, soit par l'eau pure, soit par l'eau chargée de principes acides ou salins. M. Millon vient de publier sur ce sujet un mémoire fort intéressant, dans lequel cet habile chimiste démontre qu'il suffit d'une petite quantité de solution métallique ajoutée dans la proportion de 1 millième, de 1 cent-millième, et souvent dans une proportion moindre, pour centupler l'action d'un acide sur un métal, ou pour annihiler cette action, ou pour la provoquer lorsqu'elle n'existe pas, ou enfin pour changer la nature des produits à tel point que l'hydrogène remplace des composés nitreux. (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, 7 juillet 1843).

MÉTÉORE. (De μετέωρον, élevé dans l'air). Ce nom s'applique à tous les phénomènes qui se passent dans l'atmosphère, tels que la pluie, la neige, la grêle, la rosée, le bruyard, l'orage, les vents, l'aurore boréale, les aéroolithes, les étoiles filantes, etc. La science qui s'occupe de ces objets a reçu le nom de *météorologie*.

MÉTHIONIQUE (Acide). Liquide très-acide qu'on obtient en saturant l'éther par l'acide sulfurique anhydre. Il donne avec la baryte un sel insoluble dans l'alcool, ce qui permet de le séparer de l'acide iséthionique, qui donne avec la même base un sel soluble dans l'alcool. Formule de l'acide méthionique anhydre : C² H³ S² O⁷.

MÉTHOL. Liquide incolore, très-fluide, plus léger que l'eau, bouillant à 173°, et doné d'une odeur d'essence de térébenthine. On l'obtient en soumettant à la distillation parties égales de xylite et d'acide sulfurique. M. Schweitzer lui assigne la formule : C¹² H⁹ S² O⁶.

MÉTHODE DES MÉLANGES, méthode du refroidissement. Voyez CALORIMÉTRIE.

MÉTHYL. M. Liebig a donné ce nom au radical hypothétique de l'esprit de bois et de ses combinaisons. Formule : C² H³; symbole : Me.

MÉTHYLAL. Voyez FORMOMÉTHYLAL.

MÈTRE. (De μέτρον, mesure). Mesure linéaire fondée sur une base fixe et invariable: le mètre représente la dix-millionième partie du quart du méridien terrestre; il équivaut, en mesure ancienne, à 56 pouces 11 lignes et 4419,2 millièmes de ligne. Le *mètre carré* est l'élément de toutes les mesures de surface. Le *mètre cube* est l'élément de toutes les mesures de capacité. Un mètre cube d'eau distillée pèse dans le vide, et à 0°, 1,000,000 grammes; la millionième partie du poids de

ce mètre cube d'eau est le *gramme*, lequel est l'élément de tous les poids.

MEXOXALIQUE. (Acide). Cet acide, découvert par MM. Wochler et Liebig, s'obtient par l'ébullition d'une solution saturée d'alloxanate de baryte ou de strontiane. Formule : $C^3 O^3 + 2HO$.

MIASME. On donne ce nom à toute émanation nuisible aux êtres vivants. La nature latente des miasmes est encore un problème. En thèse générale, on peut admettre qu'un miasme délétère est un gaz quelconque tenant en suspension des particules de matières putrescibles, et qui, introduites dans l'intérieur du corps par la voie de la respiration, agissent comme un ferment désorganisateur.

MICROCOSME. (De *μικρός*, petit, et *κοσμός*, monde). Les physiiciens anciens discutaient à perte de vue sur le microcosme, par lequel ils entendaient en général l'homme, en tant qu'il réunit en lui toutes les qualités et toutes les perfections de l'univers (*macrocosme*).

MICROGRAPHIE. (De *μικρόν*, petit, et *γράφω*, j'écris). Description des objets examinés au microscope.

MICROPHONE. (De *μικρόν*, petit, et *φωνή*, voix). Epithète qu'on applique aux instruments destinés à augmenter l'intensité des sons faibles. Tels sont les porte-voix, les trompettes, etc.

MICROSCOPE. (De *μικρόν*, petit, et *σκοπέω*, j'examine.) Instrument d'optique destiné à voir de très-petits objets qui échappent à la vue simple. On distingue le *microscope simple* et le *microscope composé*. Le microscope simple n'est autre chose qu'une loupe, c'est-à-dire une lentille convergente d'un très-court foyer. L'objet qu'on examine avec les yeux armés de cet instrument doit être placé en avant, à une distance moindre que la distance focale principale; sa position varie avec la portée de la vue. Le microscope composé comprend 1° l'objectif composé d'une, de deux ou de trois lentilles achromatiques, dont les distances focales principales sont de 8 à 10 millimètres; 2° un oculaire. Lentille simple ou composée, achromatique ou non achromatique, qui fait l'office d'une loupe, et par laquelle on regarde les images réelles et grossies que donnent les objets, à une distance plus ou moins grande derrière l'objectif. Le grossissement définitif est le produit des grossissements résultant de chacun de ces verres ou systèmes de verres. Ainsi, si l'objectif grossit, par exemple, 4 fois en diamètre et l'oculaire 10 fois, le grossissement sera 40 en diamètres et par conséquent 1600 fois en surface. Le microscope dont on se sert le plus ordinairement est le microscope *dioptrique*, celui dont les grossissements sont produits par réfraction. Cet instrument, inventé vers 1620, a été, dans ces derniers temps, singulièrement perfectionné par Amici, Fraunhofer, Chevalier et Félix Du Jardin. L'emploi du microscope a beaucoup contribué aux progrès des sciences naturelles.

On lui doit d'importantes découvertes en anatomie, en zoologie, et surtout en botanique. — Le *microscope solaire* se compose d'un système de verres destiné à éclairer l'objet, et d'un système de lentilles d'un court foyer pour en donner une image réelle. Les effets de cet instrument sont des plus curieux et très-instructifs pour l'optique. MM. Donné et Foucault ont tout récemment employé la lumière électrique dans le microscope, auquel ils ont donné le nom de *photo-électrique*.

MIDDLETONITE. Matière d'un brun rougeâtre, friable, diaphane, trouvée dans la houille de Leeds et de Newcastle. Elle noircit à l'air; sa densité est 1,6. Suivant Johnston, elle se compose de 66,4 de carbone, 8,0 d'hydrogène, et 3,6 d'oxygène.

MIEL. Le miel proprement dit est le suc sucré que les abeilles puisent dans les nectaires des fleurs. Quant à la cire qui accompagne le miel, elle est formée de toutes pièces par les abeilles; elle n'est pas, comme on croyait autrefois, du pollen coagéré. Lorsqu'on traite le miel par l'alcool, on dissout la partie sirupeuse, et on laisse un résidu solide, cristallisé, qui n'est autre chose que du sucre de fruit. Le miel contient, en outre, un sucre liquide, incristallisable, qui n'a pas encore été bien examiné. De plus, on y trouve un principe aromatique, variable suivant les fleurs (mélilot, romarin, thym, etc.) où les abeilles se sont posées; une matière colorante jaune, de la cire, et un peu de matière animale capable de déterminer la fermentation. Les propriétés vénéneuses du miel sont dues au suc de certaines plantes (*Azalea*, *Kalmia*, *Rhododendron*). Le miel fraudé avec du sucre d'amidon contient toujours du sulfate de chaux. Le miel a de nombreux usages dans l'économie domestique et en médecine. Dans quel ques contrées du Nord (Suède, Norvège, etc.), on fabrique avec le miel et l'eau une boisson fermentée connue sous le nom d'*hydromel*.

MILIEU. On appelle ainsi toute matière liquide ou aërienne dans laquelle d'autres matières sont complètement plongées, et dont elles sont de toutes parts environnées. Ainsi l'atmosphère est le milieu naturel du globe terrestre; l'air, l'eau sont les milieux naturels dans lesquels vivent tous les êtres aériens et aquatiques. Avec le gaz acide carbonique, avec l'azote et beaucoup d'autres gaz ou liquides, on forme des milieux artificiels, dans lesquels les corps qui servent à opérer se comportent tout autrement que dans l'air atmosphérique. L'influence des milieux est immense et incontestable; elle n'a pas encore été suffisamment appréciée. — Je considère les milieux comme les compléments ou les coefficients nécessaires des corps qui s'y trouvent. En parlant de milieu *réfringent*, de milieu *résistant*, on ne parle que de quelques propriétés physiques des milieux, tout en faisant abstraction de leurs propriétés chimiques.

MILLIGRAYME. Millième partie d'un gramme. Poids à peine appréciable par les balances les plus sensibles.

MILLIMÈTRE. Millième partie d'un mètre. Un peu moins d'une demi-ligne (mesure ancienne.)

MIMOTANNIQUE (Acide), Tannin de l'extrait de cachou. *Voyez* CACHOU.

MINE. Terrain riche en minerais, d'où l'on extrait les métaux. Les terrains métallifères sont presque toujours de formation ancienne ou plutonienne. C'est pourquoi il faut souvent pénétrer à une grande profondeur dans le sein de la terre, traverser les terrains tertiaires et secondaires, pour rencontrer des mines.

MINÉRAL (*Mineral*). On donne ce nom à toute combinaison de substances métalliques formées au sein de la nature. Les corps qui se trouvent le plus souvent unis aux métaux, dans la nature, sont l'oxygène et le soufre. Aussi les appelle-t-on corps *minéralisateurs* : ils enlèvent aux métaux l'éclat et les propriétés qui les caractérisent, en leur donnant l'aspect de masses pierreuses plus ou moins compactes. La science qui traite plus spécialement de la connaissance des minéraux porte le nom de *mineralogie*.

MINUM. *Voyez* PLOMB (Oxyde).

MINUTE. Soixantième partie d'un degré, ou soixantième partie d'une heure. On la représente par un petit trait placé en haut et à droite du chiffre. Ainsi, 10' signifie dix minutes.

MIRAGE. Lorsque par une belle journée d'été, au plus fort de la chaleur, on regarde, obliquement et de loin, la surface d'une prairie ou d'un champ de blé, on remarque, dans les couches qui touchent immédiatement cette surface, un mouvement oscillatoire, une sorte de tremblement très-rapide. C'est ce phénomène qui, dans des proportions beaucoup plus considérables, constitue ce qu'on a appelé le *mirage*. Il est dû à l'échauffement ou à la raréfaction inégale des couches de l'air, et par suite à la réfraction inégale des rayons du soleil. On observe surtout le mirage dans les plaines sablonneuses de l'Égypte. Tous les objets saillants paraissent comme s'ils étaient au milieu d'un lac immense, et l'aspect du ciel vient compléter cette illusion car on le voit aussi comme on le verrait par réflexion sur la surface d'une eau tranquille : à mesure qu'on avance, on découvre le sol et la terre brûlante, au même lieu où l'on croyait voir l'image du ciel ou de quelque autre objet. Ce phénomène a été souvent observé pendant l'expédition de l'armée française en Égypte. Monge en donna le premier l'explication. Les anciens avaient également observé le mirage en Égypte. Du moins on ne peut guère appliquer qu'à ce phénomène le singulier récit de Diodore, livre III, chap. 51.

MIROIR. Corps composé de verre ou de métal, à surface polie, et susceptible de réfléchir avec régularité la plus grande partie des rayons

incidents. On distingue les miroirs, suivant leur forme, en *plans*, en *convexes*, en *concaves*, en *paraboliques*, en *elliptiques*, etc. C'est avec ces instruments qu'on fait les plus belles expériences de réflexion de la lumière. Les *miroirs ardents* sont des miroirs dont la surface réfléchissante est concave et sphérique. Ils ont la propriété de réunir les rayons parallèles qu'ils reçoivent, en un très-petit espace, vers un point qu'on appelle *foyer*, et qui est distant de la surface du miroir d'une quantité égale au quart du diamètre de sa sphéricité. L'espace dans lequel les rayons se concentrent est d'autant plus petit que le miroir est plus concave, et fait partie d'une plus petite sphère. Si l'on présente au soleil un miroir ardent, de manière que son axe soit à peu près parallèle aux rayons incidents de cet astre, il se forme un cône lumineux dont la base s'appuie à la surface du miroir, et dont le sommet occupe le foyer de cet instrument. Ce sommet présente le maximum d'intensité de lumière et de chaleur : les corps combustibles y prennent feu sur-le-champ ; on peut même y faire fondre des métaux, et calciner des matières très-réfractaires au feu. Lorsqu'on place un corps lumineux au foyer d'un miroir concave ou ardent, les rayons de ce corps lumineux viennent se réfléchir sur la surface du miroir, et deviennent parallèles après leur réflexion ; ce qui fournit un moyen de projeter une lumière intense à une grande distance. Si les rayons ainsi réfléchis sont reçus sur un autre miroir concave placé sur la même ligne, ils viendront de nouveau se réfléchir et se réunir au foyer du second miroir, où ils pourront produire les mêmes phénomènes de combustion que dans le foyer du premier miroir. Un physicien de Vienne fit le premier l'expérience si connue de deux miroirs concaves : il plaça un charbon ardent au foyer de l'un et une mèche au foyer de l'autre, et les rayons qui partirent du charbon allumèrent la mèche.

MOBILITÉ. Propriété qu'ont tous les corps d'être susceptibles de recevoir une impulsion, de se mettre en mouvement (*Voyez* MOUVEMENT).

MOFETTE. Autrefois on donnait ce nom à tout gaz naturel irrespirable. On l'appliquait surtout à l'azote et à l'acide carbonique.

MOIS. Temps que le soleil emploie à parcourir un des douze signes du zodiaque. C'est la *mois solaire*. On appelle *mois lunaire*, le temps que la lune met à parcourir les douze signes, ou le zodiaque tout entier. Avril, juin, septembre et novembre ont trente jours ; tous les autres mois se composent de trente-un jours, excepté le mois de février, qui n'a que vingt-huit et vingt-neuf jours dans les années intercalaires. Les Romains n'eurent dans l'origine que dix mois, ce qui explique le nom de décembre (de *decem*, dix), qui était le dernier mois de l'année. Le premier était le mois de mars. Janvier et février furent ajoutés plus tard.

MOLÉCULE. Partielle de matière infiniment petite. On appelle *intégrantes* ou *homogènes* les molécules d'un corps simple ou composé, obtenues par voie de division mécanique, tandis qu'on nomme *constituantes* ou *hétérogènes* les molécules dont la séparation est du domaine de la chimie. Elles prennent alors plus particulièrement le nom d'*atomes*.

MOLYBDATES. Sels composés d'acide molybdique et d'une base. Les acides forts les précipitent en blanc; le précipité est soluble dans un excès d'acide.

L'acide sulfureux les bleuit. Une lame de zinc, de fer, d'étain, rend les dissolutions de molybdates bleues d'abord, puis rouges, et enfin noires.

Le cyanoferrure de potassium y produit un précipité rouge brun, soluble dans l'ammoniac, qui lui communique une teinte claire.

La noix de galle les précipite en brun noirâtre.

MOLYBDÈNE. (De *μόλυβδον*, plombagine.) Le molybdène est un corps simple, d'un blanc d'argent mat, susceptible de prendre le poli (Buchholz). Il est très-malléable et presque infusible. Son poids spécifique est a. 6. Obtenu par la réduction de l'acide molybdique par l'hydrogène à une température élevée, il se présente sous forme de poudre d'un gris cendré.

Le molybdène est peu altérable à la température ordinaire. Chauffé au contact de l'air, il devient brun, puis bleuâtre, et finit par se transformer en acide molybdique, en répandant d'épaisses fumées. L'acide sulfurique concentré l'attaque à chaud, avec dégagement d'acide sulfureux. L'acide azotique l'altère facilement, même à froid. Les acides chlorhydrique et fluorhydrique ne l'attaquent ni à chaud, ni à froid. Le chlore, le soufre, le phosphore et l'arsenic peuvent se combiner directement avec le molybdène. Le chlore liquide le dissout, et la liqueur qui en résulte est bleue. Le molybdène peut s'allier avec un grand nombre de métaux.

On obtient le molybdène en réduisant l'acide molybdique, soit au moyen du charbon dans un creuset brasqué, soit au moyen de l'hydrogène à une température élevée.

Scheele retira le premier, en 1778, du minéral de sulfure, le molybdène à l'état d'acide. Ce ne fut que plus tard que Hlclluf fit connaître le molybdène à l'état métallique.

Formule : Mo = 396,10.

Composés oxygénés. On connaît trois degrés bien distincts d'oxydation du molybdène :

1° Le *protoxyde*. Il est noir, soit à l'état anhydre, soit à l'état d'hydrate. Chauffé au contact de l'air, il se transforme partiellement en peroxyde. Il se dissout dans la plupart des acides, à l'égard desquels il joue le rôle de base. Formule :

Mo O = 398,320 (Mo)

100

$\frac{698,320}{100} = 1$ équiv. de protoxyde de molybdène.

On l'obtient en faisant digérer un molybdate ou l'acide molybdique avec de l'acide chlorhydrique et du zinc. L'acide molybdique se convertit en chlorure de molybdène, d'où l'on précipite, au moyen d'un alcali, le protoxyde noir de molybdène.

2° Le *bioxyde* (deutoxyde). Il est d'un brun foncé à l'état anhydre; de couleur de rouille à l'état d'hydrate. Dans ce dernier état, il est assez soluble dans l'eau distillée, à laquelle il communique une couleur jaune, et en même temps une saveur légèrement astringente. Il rougit alors sensiblement le papier de tournesol. Il ne se dissout pas dans les acides. Le chlore le change en acide molybdique et en perchlorure. Formule : Mo O².

On l'obtient en calcinant du molybdate de soude avec du sel ammoniac, et en faisant bouillir le résidu avec de la potasse caustique étendue d'eau, pour enlever tout l'acide molybdique.

Quant à l'acide molybdique, voyez MOLYBDIQUE (Acide).

L'*oxyde bleu* est une combinaison de bioxyde et d'acide molybdique. A l'état d'hydrate, il ressemble absolument à l'indigo. Il est soluble dans l'eau, qu'il rend acide.

L'*oxyde vert* est également un oxyde intermédiaire, dans lequel la proportion de bioxyde est plus forte que dans l'oxyde bleu. Mis dans l'eau, il se décompose en oxyde bleu et en deutoxyde. On l'obtient en faisant digérer, dans un flacon bien bouché, un mélange d'acide molybdique, de molybdène et d'eau (Berzelius).

Composés chlorés. Il existe trois chlorurés qui correspondent aux oxydes :

1° Le *protochlorure* est très-soluble et incristallisable. On l'obtient en traitant le protoxyde de molybdène par l'acide chlorhydrique. Il joue le rôle d'acide à l'égard des chlorures alcalins, avec lesquels il forme des chlorosels. Formule : Mo Cl ou Mo Cl².

2° Le *deutochlorure* est volatil et cristallisable. Il fonctionne comme un chloracide vis-à-vis les chlorures alcalins (chlorobases). On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sur du molybdène chauffé au rouge. Formule : Mo Cl³ ou Mo Cl⁴.

3° Le *perchlorure* est volatil, cristallisable, soluble dans l'eau et dans l'alcool. On l'obtient en traitant l'acide molybdique par l'acide chlorhydrique. Formule : Mo Cl⁵ ou Mo Cl⁶.

Le *brôme*, l'*iode* et le *fluor* se comportent comme le chlore.

Le *soufre* forme également trois sulfures, correspondant exactement aux trois oxydes. Le protosulfure et le deutosulfure sont de véritables *sulfacides*; ils se combinent avec les *sulfobases* (sulfures alcalins) pour former des *sulfosels* (sulfures doubles).

Sels de protoxyde de molybdène. Leurs dissolutions sont d'un brun foncé. Les carbonates alcalins y forment un précipité noir,

soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque. Les borates, les succinates, les tartrates et les oxalates alcalins y produisent également des précipités.

Sels de bioxyde de molybdène. Ils sont ordinairement colorés en rouge. Les alcalis y produisent un précipité couleur de rouille, soluble dans un excès de précipitant. Le cyanoferrure de potassium y donne un précipité brun foncé, soluble dans un excès de précipitant.

MOLYBDIQUE (Acide). Cet acide se présente sous forme de poudre blanche, onctueuse au toucher. Il est fusible à la chaleur rouge, et ne tarde pas à se volatiliser en répandant des vapeurs blanches. Pendant qu'on le chauffe, il se colore en jaune; mais cette couleur disparaît dès que la température vient à s'abaisser. À l'état hydraté il se dissout dans les acides, en formant des composés particuliers peu connus. Il se dissout très-bien dans les alcalis; il forme, avec la crème de tartre, une espèce d'émétique. L'acide molybdique peut subir des phénomènes de colorations variées en perdant une partie de son oxygène, pour former des oxydes intermédiaires. Ses dissolutions bleuissent par l'action des rayons solaires, par une ébullition prolongée, par le contact du fer, du zinc, de l'étain, de l'hydrogène sulfuré, etc. Formule : Mo O_2 .

On l'obtient soit par le grillage du sulfure (c'est ainsi que Scheele l'a obtenu le premier), soit en chauffant avec de l'acide azotique un oxyde ou un sel de molybdène.

MOMENT. On appelle le *moment* d'un corps la quantité de son mouvement, ou le produit de sa masse multipliée par sa vitesse. En statique, on désigne par ce mot le produit de la puissance par le bras du levier.

MONNAIES. On distingue les *monnaies d'argent* et les *monnaies d'or*. Les monnaies d'argent de France contiennent $\frac{1}{10}$ de cuivre; en d'autres termes, elles sont au titre légal de $\frac{900}{1000}$. Comme il est difficile de tomber exactement sur les proportions exigées par la loi, la loi a accordé une tolérance de $\frac{3}{1000}$ au-dessus et de $\frac{3}{1000}$ au-dessous du titre. Les monnaies d'argent, d'un titre très-bas, sont faites avec un mauvais alliage; car lorsque le cuivre y entre en proportion trop grande, l'alliage n'est point uniforme; les pièces fabriquées avec ces alliages sont rougeâtres dans les points les plus saillants.

Analyse des monnaies d'argent. Il existe deux procédés pour analyser les monnaies d'argent, l'un par la voie sèche, l'autre par la voie humide; ce dernier est beaucoup plus récent.

Le procédé par la voie sèche, connu sous le nom de *coupeellation*, est assez ancien. Son origine remonte au neuvième siècle. (*Voyez* COUPELLEATION). Ce procédé est fondé sur la propriété que possède le plomb d'entraîner, en s'oxydant, l'oxyde de cuivre dans la substance de la coupelle faite avec la poudre

d'os calcinés (phosphate de chaux). L'argent reste intact dans la coupelle, sous forme de bouton (bouton de retour). La coupeellation n'indique le titre de l'argent qu'à $\frac{3}{1000}$ près, le plus ordinairement $\frac{3}{1000}$ au-dessous du titre réel. Ainsi, en mettant à la coupelle de l'argent au titre de 900, on aura un bouton de retour qui ne pèse que 896 ou 897. L'opération, qui dure environ un quart d'heure, se fait dans de petits fours appelés *monfles*. Les monnaies frappées en France, antérieurement à 1829, sont au titre de 905 à 901, conséquemment 3 ou 4 millièmes au-dessus du titre légal; car pour que la monnaie sortit à la coupelle au titre légal de 900, on était obligé de la fabriquer réellement au titre de 905. Ce fut là un sujet de vives réclamations de la part des directeurs des monnaies. C'est alors que M. Gay-Lussac fit connaître le procédé par la voie humide, procédé beaucoup plus exact et plus expéditif que l'ancien. Dans la coupeellation, l'opérateur n'est ni maître ni juge de la température à laquelle il fait son essai. S'il chauffe trop (au rouge blanc très-vif), une partie de l'argent se volatilise, et il y a conséquemment perte. S'il ne chauffe pas assez, le bouton de retour peut contenir une certaine quantité de plomb. Il est donc très-difficile de se maintenir dans les limites de la température nécessaire. Du reste, « un homme de mauvaise foi peut toujours frauder avec la coupeellation. » (Gay-Lussac.) Il serait à désirer que la coupeellation fût abandonnée dans toutes les monnaies de l'Europe, comme elle a déjà été abandonnée dans les monnaies de Paris et de Londres.

Essai par la voie humide. Ce procédé repose sur le fait suivant: *La même quantité d'argent pur ou allié exige pour sa précipitation une quantité constante de dissolution de sel marin.* Un équivalent d'azotate d'argent est exactement précipité par un équivalent de chlorure de sodium: $\text{Ag O, NO}_3 + \text{Na Cl} = \text{Ag Cl} + \text{Na O, NO}_3$; en d'autres termes, 1 gramme d'argent pur est exactement précipité par 0, gr. 51274 de chlorure de sodium. Les conditions propres et indispensables pour faire un essai par la voie humide, sont:

1° Une liqueur dite *normale*, faite avec 0, gr. 51271 de chlorure de sodium pur, dans un décilitre d'eau distillée. Cette dissolution, à la température de 20° centigr., précipite exactement 1 gram. d'argent pur;

2° Une liqueur dite *décime*, c'est-à-dire dix fois plus faible que la liqueur normale; de telle sorte qu'un décilitre de cette liqueur ne précipite que $\frac{1}{10}$ gram. d'argent pur, et qu'il faut 10 décilitres ou un litre de liqueur *décime* pour précipiter 1 gramme d'argent pur;

3° Une liqueur *décime* d'argent (azotate d'argent), qui doit être telle qu'un litre neutralise exactement 1 litre de dissolution *décime* de sel marin;

4° De l'argent pur. (*Voyez*, quant aux détails

et à l'exécution de cet admirable procédé, le mémoire de M. Gay-Lussac : *Instruction sur l'essai des matières d'argent par la voie humide* ; 1852. Paris, Imprimerie royale, in-4° (88 pages avec 6 planches).

En France, les monnaies d'or contiennent $\frac{1}{10}$ d'alliage (cuivre) et $\frac{2}{9}$ d'or pur ; en d'autres termes, le titre monétaire légal est, sans la tolérance, de $\frac{9000}{10000}$ (*loi du 7 germinal* an XI, ou 23 mars 1805). C'est la proportion d'alliage qui y entre qui rend la monnaie plus propre à résister à l'action du *frai*, c'est-à-dire à la diminution du poids par l'effet du frottement et de la circulation. La loi accorde 2 millièmes de tolérance au-dessus, et 2 millièmes au-dessous. Ainsi, une monnaie d'or (française) peut être au titre de 898 millièmes ou de 902 millièmes, sans cesser d'être légale. Au-dessous comme au-dessus de ce titre, elle est déclarée *fausse*. La tolérance pour les monnaies d'or est d'un millième de moins que pour les monnaies d'argent, parce que l'or offre, dans les essais par la voie sèche, moins de chances de perte que l'argent.

Le titre de l'or des bijoutiers (en France) est moins élevé que celui des monnaies d'or. Il est de 0,750, avec 5 millièmes de tolérance. Pour les médailles d'or le titre est de 0,916, conséquemment plus élevé que pour l'or monnayé.

Les alliages d'or et de cuivre ne s'analysent que par la coupellation. L'analyse par la voie humide donne des résultats inexacts.

Essai par la pierre de touche. On frotte l'alliage sur une pierre lydienne. Plus il est jaune et mou, plus il y a d'or. Après l'avoir ainsi frotté, on essuie la tache avec un peu d'acide azotique étendu. Si la tache persiste, l'alliage est riche en or. Avec une certaine habitude, on juge à un centième près.

Essai par la voie sèche (inquiryation.) On ajoute à l'alliage une certaine quantité de plomb, afin d'entraîner plus facilement le cuivre dans la substance de la coupelle. La quantité de plomb qu'on ajoute varie suivant la richesse de l'alliage. Enfin, pour prévenir toute chance d'erreur, on ajoute à l'alliage, outre le plomb, une certaine quantité d'argent. Pour 1 partie d'or on emploie 5 parties d'argent, c'est-à-dire 1 partie sur 4 ; de là le nom d'*inquiryation* donné à cette partie de l'analyse de l'or par la voie sèche.

Fausse monnaie d'argent. Les monnaies d'argent peuvent être fausses, 1° par altération du titre ; 2° par la substitution d'un autre métal à la totalité de l'argent.

Fausse monnaie d'argent par altération du titre. Dans ce cas, la pièce est presque toujours au-dessous du titre légal. Ainsi, en France, une pièce marquée au coin des monnaies françaises ordinaires est fausse, si, au lieu d'être au titre légal de 900, elle se trouve au titre de 800, de 600, etc. En Prusse, en Autriche et dans d'autres pays, où le titre légal

est beaucoup moins élevé qu'en France, des pièces d'argent du titre de 500, de 600, etc., peuvent n'être pas fausses, suivant le titre convenu. Les pièces d'argent au titre de 500 sont de couleur rouge : elles seraient encore plus rouges, si le faux monnayeur n'employait pas l'artifice suivant : il chauffe la pièce, dans un moufle, au rouge obscur ; la couche superficielle du cuivre s'oxyde ; l'oxyde de cuivre s'enlève ensuite facilement, au moyen de l'eau acidulée. Mais ces pièces se reconnaissent par leur légèreté ; d'ailleurs la faible couche d'argent de la surface s'use rapidement, et trahit la fraude. En les raclant avec un canif, on met facilement le cuivre à découvert. Mais le meilleur moyen de constater la fraude, c'est la coupellation. C'est ainsi qu'on a découvert qu'il y avait autrefois en circulation des pièces de six francs, dont le titre n'était que de 650.

On altère quelquefois le titre, en trempant une pièce de cuivre dans une dissolution d'argent. Celui-ci se précipite sur le cuivre, et acquiert par le flottement l'éclat qui le caractérise.

Les fausses monnaies d'argent par altération du titre sont rares. Il n'en est plus de même des *fausses monnaies par substitution* : celles-ci sont beaucoup plus fréquentes. On n'y trouve ordinairement pas de trace d'argent. Les métaux employés pour être substitués à l'argent sont :

1° *L'étain.* La fraude est ici trop grossière, pour n'être pas reconnue sur-le-champ. Les pièces ainsi falsifiées sont d'abord presque de moitié plus légères que les pièces d'argent véritables, dont elles imitent le coin. Lorsqu'on les ploie, elles font entendre le *cri de l'étain*. Elles ont un son mat, et elles développent, par le frottement, une certaine odeur propre à l'étain.

2° *L'étain et l'antimoine (alliage).* Les pièces faites avec cet alliage ont à peu près le son de l'argent. Elles sont en général mal coulées et mal frappées. Elles donnent avec l'eau régale une dissolution dans laquelle une lame d'étain précipite l'antimoine métallique. Elles ne donnent pas de bouton de retour lorsqu'on les passe à la coupelle ; la couleur de la coupelle indique, jusqu'à certain point, après l'opération, les métaux qui entrent dans l'alliage. Une poussière blanche indique l'oxyde d'étain ; la couleur jaune indique l'oxyde de plomb ; la couleur noire, l'oxyde de cuivre ; enfin, l'antimoine tache la coupelle en gris.

Fausse monnaie d'or. Les fausses pièces d'or sont faites, en général, avec plus de soin que les fausses pièces d'argent. La fraude consiste particulièrement dans l'altération du titre. En chauffant ces pièces avec de l'acide sulfurique, on dissout le métal étranger (qui est ordinairement du cuivre), et l'or reste intact. C'est surtout au moyen de la balance qu'on découvre aisément la fraude. Les fausses

pièces d'or sont en général plus légères que l'or.

Des faux monnayeurs de Birmingham étaient parvenus à fabriquer des pièces imitant le son et la densité de véritables pièces d'or. A cet effet, ils employaient une lamelle de platine contournée en spirale, de manière à laisser très-peu d'intervalle entre chaque spire. Les intervalles de ces tours de spirale étaient remplis avec du plomb ou avec de l'étain, dont la quantité était si bien calculée, que le poids de la pièce fausse représentait exactement le poids de la pièce véritable. Puis en prenant les couches supérieure, inférieure et latérale d'une véritable pièce d'or, ils les appiquaient, au moyen d'une soudure, sur la spirale de platine préparée de la manière que nous venons d'indiquer. Les pièces ainsi fabriquées ont le son et la densité de véritables pièces d'or; mais il est facile, au moyen des acides forts, de découvrir les jointures qui existent entre l'alliage de platine et les lamelles d'or. Enfin, on constate immédiatement la fraude au moyen de la coupellation.

MOVOCLE. (De *μῶνος*, seul, et *oculus*, œil). Lunette composée d'un seul verre, et qui ne peut servir que pour un seul œil à la fois.

MONTAGNES. Les géologues ont longtemps discuté sur l'origine des montagnes. D'après l'opinion généralement établie, les montagnes sont l'effet d'un soulèvement du centre à la circonférence du globe. Les plus hautes montagnes, dont les sommets sont couverts de neiges éternelles, ont servi à des expériences intéressantes sur les effets physiques et physiologiques de la raréfaction de l'air et de la diminution de la pression atmosphérique. Le fil de plomb est légèrement dévié, dans le voisinage de grandes montagnes, par l'attraction exercée en raison de la masse.

MONTGOLFIÈRES. Voyez AÉROSTATS.

MORIN (*Principe du bois jaune*). Matière colorante jaune, extraite par M. Chevreul du bois jaune (*Morus tinctoria*). On l'obtient en épuisant le bois jaune par l'eau, et en évaporant la liqueur jusqu'à ce qu'elle dépose des cristaux par le refroidissement. Ces cristaux sont repris par l'éther, et la solution est évaporée de nouveau. Le morin est peu soluble dans l'eau; il est très-soluble dans l'éther. L'acide sulfurique concentré et les alcalis augmentent l'intensité de la couleur jaune. Le sulfate de fer le précipite en vert.

MORPHINE (De *μορφή*, sommeil profond). La morphine a été le premier alcaloïde connu en chimie organique. Il a été découvert presque en même temps par Séguin en France, et par Sertuerner en Allemagne. La morphine se présente sous forme de petites aiguilles blanches prismatiques, rhomboïdales, très-peu insolubles dans l'eau froide et dans l'éther, solubles dans 100 p. d'eau chaude; à froid, l'alcool ne dissout que très-peu de morphine; elle ne se dissout que dans 24 p. d'alcool bouillant, de 0,5. La solution est très-amère. La

morphine cristallisée perd, à 100°, 2 équivalents d'eau de cristallisation. A une température plus élevée, elle se décompose avec dégagement d'ammoniaque. Elle est soluble dans la potasse et les huiles, et neutralise très-bien les acides. Par l'action de l'acide nitrique concentré, elle rougit; ce caractère lui est commun avec la brucine et quelques autres bases. L'acide iodique lui cède tout son oxygène; il se forme un précipité d'iode. Avec les sels de peroxyde de fer, elle produit une coloration bleue. Les sels que la morphine forme avec les acides sont tous très-amers, et très-solubles dans l'eau. Leurs solutions sont précipitées par l'acide tannique, qui peut servir de contrepoison des sels de morphine. Seulement il faut avoir la précaution de ne pas employer un trop grand excès de tannin; car le précipité se redissoudrait. Le sulfate de morphine est cristallisable; il est plus stable que l'acetate. Le chlorhydrate cristallise en aiguilles prismatiques; il est un peu moins soluble que le sulfate; il faut 16 à 20 p. d'eau pour dissoudre 1 partie de sel. La morphine constitue la partie essentielle et vraiment active de l'opium. Elle agit comme un poison à très-petite dose. Ses sels sont encore plus vénéneux, en raison de leur solubilité.

La morphine existe dans l'opium à l'état de méconate, très-soluble dans l'eau. En traitant une solution aqueuse d'opium par l'ammoniaque, on précipite la morphine. C'était la le procédé ancien de Séguin. En employant la magnésie au lieu de l'ammoniaque, on a immédiatement la morphine pure. Seulement il faut avoir soin d'y ajouter de l'éther pour enlever la narcotine, qui est soluble dans ce véhicule; on peut aussi employer à cet effet l'acide acétique, qui dissout la morphine, tandis que l'acetate de narcotine est insoluble. Formule de la morphine cristallisée: $C^{35} NH^{10} O^6 + 2HO$.

MORT AUX RATS. Voyez ARSÉNIEUX (Acide).

MORTIER HYDRAULIQUE. Voyez CHAUX.
MOTEUR. Tout agent de mouvement peut recevoir le nom de moteur. C'est ainsi qu'on parle de principe moteur, de forces motrices, etc.

MOUFLE. (*Terme de mécanique.*) Système de poulies assemblées dans une même chape et sur des axes particuliers. Pour appliquer les mouffles au soulèvement des fardeaux, on joint une moufle mobile à une moufle fixe, de sorte qu'un même cordon embrasse tour à tour les poulies; c'est la moufle mobile qui porte le fardeau.

MOUFLE. (*Terme de chimie.*) Petit four composé d'une pâte argileuse, qui est particulièrement employé dans la coupellation par les essayeurs des monnaies.

MOUTON. Machine composée d'un cabestau et de poulies. Il sert à frapper de grands coups pour enfoncer des pilotis.

MOUVEMENT. Effet d'une force sur un

corps matériel. On distingue plusieurs espèces de mouvements. Le *mouvement uniforme* est celui dans lequel un corps parcourt des espaces égaux dans des temps égaux. Ainsi, un corps qui parcourt un mètre en une seconde, deux mètres en deux secondes, trois mètres en trois secondes, etc., a un mouvement uniforme. L'espace parcouru dans chaque unité de temps s'appelle la vitesse du corps. Tout mouvement qui n'est pas uniforme est appelé *varié*. Le mouvement peut être *uniformément accéléré* ou *retardé*, suivant que les espaces parcourus dans des temps égaux successifs sont de plus en plus grands ou de plus en plus petits. La force qui produit le mouvement accéléré est appelée *force accélératrice*; dans le cas contraire, on la nomme *force retardatrice*. La pesanteur nous offre des exemples de ces deux forces. Dans un mouvement uniformément accéléré, la vitesse est proportionnelle au temps; c'est-à-dire que si la vitesse est de 1 mètre au bout de la première seconde, elle sera de deux mètres au bout de la deuxième seconde, de 3 mètres au bout de la troisième seconde, etc. Dans ce même mouvement, les espaces parcourus sont entre eux comme les carrés des temps employés à les parcourir (*Voyez PESAUTEUR*). Dans un corps en mouvement, on appelle *quantité de mouvement* le produit de la masse du corps par la vitesse. Lorsque deux corps ont des masses égales, celui qui a le plus de vitesse a aussi le plus de mouvement; lorsque deux corps ont des vitesses égales, celui qui a le plus de masse a le plus de mouvement. Les forces se mesurent par les quantités de mouvement qu'elles impriment. Par exemple, si une force imprime, à une boule de métal de 5 kilogrammes, une vitesse égale à 10 mètres, la quantité de mouvement de cette boule sera $5 \times 10 = 50$. Ampère a proposé de donner à la science des mouvements le nom de *cinématique* (de $\kappa\upsilon\upsilon\acute{\nu}\omega$, je meus); elle appartient au domaine de la mécanique, plutôt qu'à celui de la physique proprement dite.

MUCILAGE. Le mucilage existe en quantité notable dans les plantes de la famille des Malvacées et de la famille des Boraginées. La graine de lin (*Linum usitatissimum*), la graine de plantain (*Plantago psyllium*), etc., contiennent aussi beaucoup de mucilage. Ce corps se distingue de la gomme ordinaire, en ce qu'il est un peu plus opaque et moins cassant à l'état sec. Sa solution aqueuse n'est pas aussi limpide ni aussi filante que celle de la gomme. M. Schmidt, dans un mémoire récent sur le mucilage végétal (*Annalen der Chemie*, année 1844), a fait voir, qu'indépendamment des sels calcaires, le mucilage végétal renferme presque toujours des granules d'amidon et une certaine quantité de matières azotées. Pour l'avoir pur, M. Schmidt fait digérer la matière brute dans l'eau distillée; la masse gonflée et devenue transparente est traitée par l'alcool acidulé d'acide chlorhydrique, puis pressée dans un linge, pour sépa-

rer le liquide contenant les sels calcaires. On répète cette opération jusqu'à ce que l'alcool acide ne laisse, par l'évaporation, aucun résidu fixe. Selon les analyses de M. Schmidt, le mucilage végétal doit être rangé dans la série des corps organiques, dont la composition est représentée par environ 40 pour 100 de carbone, ainsi que par de l'oxygène et de l'hydrogène dans les proportions pour former de l'eau.

MUCINE. M. Saussure a donné ce nom à une matière visqueuse (mucilage), extraite du gluten brut.

MUCIQUE (Acide). Corps pulvérulent blanc, cristallin, qui s'obtient en chauffant 1 partie de sucre de lait ou de gomme dans 4 p. d'acide nitrique de 1,12, étendu de 1 p. d'eau, l'acide mucique est insoluble dans l'alcool, et se dissout dans 6 p. d'eau bouillante et dans l'acide sulfurique concentré, auquel il communique une couleur rouge cramoisi. Soumis à la distillation sèche, l'acide mucique donne naissance à un produit volatil, l'acide *pyromucique* ($C^{10} H^3 O^5, 11O$). Formule de l'acide mucique: $C^{12} H^8 O^{14} + 2HO$. C'est un acide bibasique.

MUDAGINE. M. Duncan donne ce nom à une matière brune, extractiforme, qui s'obtient en évaporant la solution aqueuse de l'extract alcoolique de la racine de *Catolrops Mudarii*.

MULTIPLICATEUR. *Voyez GALVANOMÈTRE.*

MUREXANE. Matière cristallisée en paillettes soyeuses brillantes, insolubles dans l'eau et dans les acides étendus. Sa solution ammoniacale devient rouge pourpre à l'air, et dépose des cristaux brillants de murexide. Traitée par un excès d'ammoniaque, la liqueur se décolore, et donne, par l'évaporation, des cristaux d'oxalurate d'ammoniaque. La murexane s'obtient en chauffant la murexide dans une lessive de potasse caustique. Jusqu'à ce que la couleur bleue ait disparu. La liqueur est ensuite traitée par un excès d'acide sulfurique étendu. Formule de la murexane: $C^6 N^2 H^4 O^5$.

MUREXIDE. Un des plus beaux produits de la chimie. La murexide cristallise en prismes courts à quatre pans, dont deux faces présentent le reflet métallique des élytres du scarabée doré. En poudre, elle est d'un rouge brun, et prend un éclat métallique sous le brunissoir. Elle est insoluble dans l'alcool et dans l'éther; elle se dissout peu dans l'eau froide, et très-bien dans l'eau à 70°. Elle se dissout dans la potasse avec une belle couleur indigo. Elle est immédiatement décomposée par l'hydrogène sulfuré en alloxantine, en acide dialurique et en murexane. On obtient la murexide le plus commodément en traitant l'acide nitrique par une très-petite quantité d'acide nitrique concentré et en y ajoutant ensuite de l'ammoniaque. La murexide a été découverte par Prout, qui l'a décrite sous le nom de *purpurale d'ammoniaque*. Sa compo-

tion peut être représentée par la formule : $C^{12} N^5 H^6 O^8$.

MURIATIQUE (Acide). Voyez CHLORHYDRIQUE (Acide).

MYCOMÉLIQUE (Acide). Corps jaune poreux, soluble dans l'eau chaude. On l'obtient en ajoutant un excès d'ammoniaque à une solution d'alloxane, en faisant bouillir le mélange, et en sursaturant la liqueur d'acide sulfurique étendu. Il a été découvert par MM. Wochler et Liebig. Formule : $C^{16} N^8 H^{20} O^{10}$.

MYOPE. (De $\mu\acute{o}\varsigma$, souris, et $\acute{o}\pi\tau\omicron\mu\alpha\iota$, je vois.) Voyez LUNETTES.

MYRIAMÈTRE. Dix mille mètres. Mesure de grandes distances itinéraires; elle équivaut à environ 9325061 pieds (ancienne mesure).

MYRICINE. Matière fusible à 63° , soluble dans 200 parties d'alcool bouillant et dans 99 p. d'éther froid. On l'obtient, sous forme de résidu, en traitant la cire des abeilles par l'alcool bouillant.

MYROSPERMINE. Matière liquide, huileuse, extraite par M. Richter du baume du Pérou, en l'agitant avec 2 parties d'alcool de 0,75. Elle se solidifie à -10° . En la traitant par une

solution alcoolique de potasse, M. Richter a obtenu un acide qu'il appelle *acide myriospérmique*, et qui diffère de l'acide cinnamique par sa capacité de saturation.

MYRISTIQUE (Acide). Corps cristallin, fusible à 48° , soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il existe dans le beurre de muscade extrait de la semence du muscadier (*Myristica moschata*). Formule : $C^{28} H^{27} O^3$.

MYROXIQUE (Acide). Matière sirupeuse, incolore, amère, d'une réaction acide, soluble dans l'eau et dans l'alcool. Cet acide existe, suivant Bussy, combiné avec la potasse dans la graine de moutarde noire.

MYROSYNE. M. Bussy a donné ce nom à l'émulsine de la moutarde. On l'obtient en épuisant la moutarde blanche par l'eau froide, et en évaporant le liquide filtré jusqu'à consistance sirupeuse, à une température qui ne doit pas dépasser 40° .

MYROXILINE. Huile extraite par M. Richter du baume du Pérou. Sa densité est 1,111. Traitée par une solution de potasse, elle se change en acide cinnamique et en un corps résineux.

N

NADLERZ. Minéral de bismuth (sulfure plombo-cuivreux), d'un gris d'acier, souvent d'une légère teinte rougeâtre. Il se rencontre dans les mines de Bérézof en Sibérie.

NADIR. Point diamétralement opposé au zénith. C'est le zénith de nos antipodes.

NAPHTALIDAM. Corps cristallin obtenu par M. Zinn, en traitant une dissolution alcoolique de nitronaphtalase par l'hydrogène sulfuré, et en chauffant légèrement. Formule : $C^{20} H^{12} N$.

NAPHTALINE. Matière cristalline, incolore, d'une odeur particulière, et d'une saveur âcre et un peu aromatique. Elle se forme, mélangée avec des huiles empyreumatiques, pendant la distillation sèche des matières organiques, ou la purification des distillations et des cristallisations répétées dans l'alcool. La naphthaline fond à 79° et bout à 212° . Sa densité est 1,014. Elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther. Elle se combine avec le chlore et le brome, et forme des produits particuliers avec les acides nitrique et sulfurique.

NAPhte (Pétrole). Huile volatile, qui se rencontre toute formée dans plusieurs localités, et surtout aux environs de la mer Caspienne; elle se recueille dans des puits de 10 à 15 mètres de profondeur. Le naphte est de couleur jaunâtre, et d'une densité de 0,735. Il est insoluble dans l'eau, et miscible en toutes proportions avec l'alcool et l'éther. Il est inflammable, et brûle avec une flamme fuligineuse, très-éclatante. M. Dumas lui assigne la formule : $C^3 H^5$.

NARCÉINE. Alcaloïde blanc, cristallin, découvert en 1852 par Pelletier dans l'extract

aqueux de l'opium. La narcéine est insoluble dans l'éther, et soluble dans l'eau et surtout dans l'alcool. Elle fond à 92° , et se décompose à une température plus élevée, en donnant des produits de distillation acides. Formule : $C^{45} H^{40} N^2 O^{12}$.

NARCITINE. Principe immédiat, extrait du narcisse des prés (*Narcissus pseudonarcissus*). Il est blanc, déliquescent, soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il agit comme vomitif.

NARCOTINE. (Synonyme : *Sel de Derosne.*) Alcaloïde découvert par Derosne en 1805. On l'obtient en traitant l'opium par l'éther, qui dissout la narcotine tandis qu'il ne dissout pas la morphine. Par l'évaporation de la solution étherée, la narcotine se dépose à l'état cristallisé. La narcotine est insipide et inodore; elle fond à 170° , en perdant 5 à 4 pour cent de son poids. Elle est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool, et très-soluble dans l'éther. Elle n'est pas colorée en bleu par les sels de peroxyde de fer; mais elle se colore en rouge de sang par l'addition de l'acide sulfurique, contenant des traces d'acide nitrique. La narcotine n'est vénéneuse qu'à une très-forte dose; ses propriétés médicamenteuses ne sont pas bien marquées. Les sels de narcotine sont peu cristallisables et acides. Formule : $C^{40} H^{20} NO^{12}$.

NATRIUM. Voyez SODIUM.

NATRON (Natrium). Les anciens entendaient par ce mot une espèce de carbonate de soude naturel, qu'on rencontrait surtout en Egypte, quelquefois à fleur de terre. Les Allemands désignent aujourd'hui par ce mot la soude caustique.

NÉBULEUSES. Assemblage d'étoiles apparaissant au ciel sous la forme de taches blanches.

NEIGE. Pluie congelée. On ignore encore la nature de la formation de la neige. On n'a guère bien observé que les formes variées que peuvent affecter les flocons de neige. La *neige rouge* des régions polaires doit sa couleur à la présence d'un petit champignon (*Uredo nivalis*).

NICKEL. Corps simple, blanc, légèrement grisâtre, dur, et aussi ductile que l'argent. Il est malléable, et susceptible de prendre le poli. Sa cassure est crochue. La densité du nickel fondu est 4,46; celle du nickel éroulé est 8,82. Le nickel est un peu plus difficile à fondre que le fer. Après le fer, c'est le métal le plus magnétique. La puissance magnétique du nickel est à celle du fer comme 33 : 33 (Lamadius).

Le nickel ne s'altère pas à l'air, et conserve son poli à la température ordinaire. Il mérite, sous ce rapport, d'être placé à côté de l'argent, du platine et de l'or. Porté à la chaleur rouge, il se recouvre peu à peu d'une légère pellicule grisâtre, attirable par l'aimant. Cette pellicule paraît être un mélange d'oxyde et de métal. Chauffé au rouge, il décompose l'eau, mais moins rapidement que le fer. Il se dissout très-bien dans les acides qui l'oxydent, soit à leurs dépens, soit aux dépens de l'eau décomposée. Il se combine avec le carbone à une température élevée. Il se combine directement à froid avec le chlore gazeux, et à chaud avec le soufre, le sélénium, l'arsenic et le phosphore. Il peut s'allier avec la plupart des métaux, et produire des alliages ductiles. Du reste, il partage beaucoup de ses propriétés avec le cobalt.

Le nickel se rencontre dans la nature en assez petite quantité; il est le plus souvent accompagné de cobalt, de fer, de cuivre, d'arsenic et de soufre. Les *aérolithes*, les *chrysostras*, le *cobaltspéis*, contiennent des quantités notables de nickel.

Le nickel s'extrait du *speiss*, de la manière suivante : On grille le *speiss* réduit en poudre et mêlé avec de la poussière de charbon, afin d'en expulser tout l'arsenic qu'il peut contenir. On traite ensuite la matière par l'acide azotique, qui dissout le nickel, le cobalt, le fer, l'acide arsénieux et l'acide arsénique. On ajoute à la liqueur un peu d'acide chlorhydrique, et l'on y fait passer un courant d'hydrogène sulfuré : tout l'arsenic se précipite; le nickel, le cobalt et le fer seuls ne sont pas précipités. On élimine, par la chaleur, l'excès d'hydrogène sulfuré. On verse dans la liqueur du carbonate de soude, qui précipite l'oxyde de fer, le carbonate de cobalt et le nickel. Enfin on verse de l'acétate de plomb dans la liqueur, pour précipiter l'arsenic à l'état d'arséniate de plomb. On enlève, au moyen de l'hydrogène sulfuré, l'excès d'acétate de plomb employé; on filtre et l'on

verse dans la liqueur filtrée un alcali qui précipite le nickel à l'état d'hydrate d'oxyde. — On obtient également l'oxyde de nickel, en faisant fondre le minerai de nickel avec du sulfure de potassium; en traitant le sulfure de nickel par l'acide chlorhydrique, et en précipitant le solution de chlorure de nickel par un alcali. L'oxyde de nickel ferrugineux et cobaltifère, obtenu par l'un ou par l'autre procédé, est traité par une dissolution d'acide oxalique, qui donne de l'oxalate de fer soluble, et des oxalates de nickel et de cobalt insolubles. En traitant les deux oxalates insolubles par l'ammoniaque, l'oxyde de nickel se dépose lentement (au bout de 10 ou 13 jours) sous forme de flocons verts, et le cobalt reste en dissolution. L'azotate de nickel, calciné avec du charbon, donne du nickel métallique. Le nickel obtenu par un courant d'hydrogène, à une température élevée, est pulvérulent et pyrophorique.

Le nickel a été découvert, en 1751, par Cronstedt, célèbre minéralogiste suédois. Bergmann en étudia les principales propriétés, mais ce ne fut que vers le commencement du dix-neuvième siècle que Richter obtint le nickel à l'état de pureté, et en examina mieux toutes les propriétés.

Formule : Ni = 569,35

Composés oxygènes. Il existe deux oxydes de nickel :

1^o Le *protoxyde*. A l'état sec (anhydre), il est pulvérulent et d'un gris verdâtre. Il se réduit dans des creusets d'argile à une haute température, sans l'intervention d'aucun corps combustible. A l'état d'hydrate, il est d'un vert pomme; il perd son eau par l'action de la chaleur. Il est soluble dans les acides et insoluble dans les alcalis, excepté dans l'ammoniaque. C'est le seul oxyde de nickel qui joue le rôle de base. Il colore en bleu pourpre les verres de potasse, et en brun les verres de soude (Hargis). Il communique au bleu de cobalt une teinte pourpre agréable (Engelhardt).

Formule : Ni O = 569,35 (Ni)

100 (O)

469,35 = Ni O.

On l'obtient en calcinant l'azotate, ou en précipitant un sel de nickel par la potasse ou par la soude.

2^o Le *peroxyde* de nickel est pulvérulent, noir, et se change en protoxyde à la température blanche. On le rencontre dans la nature, à l'état impur, sous le nom de *noir de nickel* (*Nickelschwärze*). Les oxacides le dissolvent avec dégagement d'oxygène, et l'acide chlorhydrique le dissout avec dégagement de chlore. Formule : Ni² O³, analogue aux peroxydes de fer et de cobalt.

On l'obtient, soit en calcinant l'azotate à une chaleur convenable, soit en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau, tenant du protoxyde de nickel en suspension.

On obtient, à l'aide de l'eau oxygénée, un troisième oxyde, plus oxygène que le peroxyde, et d'un vert clair. Sa composition est incertaine.

Enfin, il existe probablement un oxyde intermédiaire entre le protoxyde et le peroxyde, et analogue, par sa composition, à l'oxyde de fer magnétique.

Composés sulfurés. Les sulfures correspondent aux chlorures et aux oxydes. Le plus important est celui qui correspond au protoxyde.

Sulfure de nickel. Il est d'un jaune bronzé, semblable à la pyrite de fer. Il fond à la chaleur blanche. Formule : Ni S.

On l'obtient en réduisant le sulfate de nickel au moyen du charbon, ou en faisant fondre l'oxyde de nickel avec un persulfure alcalin. On le rencontre dans la nature sous le nom de *Itar-Kies*.

Le sulfure obtenu par voie de précipitation est hydraté et noir. Il est fusible et soluble dans l'eau pure, et surtout dans les dissolutions de sulfures alcalins.

Le **phosphore** et l'**arsenic** produisent des composés analogues. Il existe dans la nature plusieurs espèces d'arsénites de nickel, qu'on transforme aisément en sulfures en les fondant avec un persulfure alcalin.

Le **carbone**, en se combinant avec le nickel, altère essentiellement les propriétés de ce métal. Il le rend cassant, friable, et lui communique une couleur blanche comme celle de la fonte. C'est pour cette raison qu'il ne faut jamais réduire l'oxyde de nickel avec du carbone en excès.

Composés chlorés. Les chlorures correspondent aux oxydes. Le protochlorure est le seul chlorure qui ait quelque importance. Ce chlorure, à l'état anhydre, est jaune ; hydraté, il est vert. Il est volatil, et se dépose sous forme de paillettes nacrées d'un jaune d'or. Il communique à la flamme de l'alcool une teinte bleuâtre. Il se convertit, par le grillage, en peroxyde et en chlorure. Formule : Ni Cl ou Ni Cl².

On l'obtient en chauffant à une température convenable l'oxyde de nickel avec du sel ammoniac.

Bromure. Il est tout à fait analogue au chlorure. Il est volatil, et sous forme de paillettes jaunâtres. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Formule : Ni Br ou Ni Br².

Le **fluor** et l'**iode** se comportent à peu près comme le chlorure et le bromure.

Alliages. L'or et le platine donnent, avec le nickel, des alliages ductiles et magnétiques. La moindre addition de cuivre détruit la propriété magnétique du nickel. Le fer donne un alliage blanc, ductile, tant que le nickel ne dépasse pas certaines proportions. L'alliage de zinc et de nickel est connu depuis longtemps des Chinois.

On obtient, avec parties égales de nickel et de zinc, et avec un tiers de cuivre, un alliage

qui ressemble à l'argent, et qui est connu sous les noms de *Pak-fong*, d'*Argentan*, de *Melchior*, de *Weisskupfer* (cuivre blanc), et de *Neusilber* (nouvel argent). Il est blanc comme l'argent, très-ductile, et doné d'une belle sonorité. On en fabrique des couverts, des théières, etc. Il doit être proscrit partout où il pourrait être exposé au contact d'un acide.

Sels de nickel. Ils sont colorés en vert, et affectent une cristallisation prismatique. Cette couleur verte est assez stable, probablement parce que le peroxyde ne se combine point avec les acides. Chauffés et rendus anhydres, les sels de nickel deviennent d'un jaune fauve. Ils ont une saveur un peu sucrée, suivie d'un arrière-goût astringent, styptique. Les sels de nickel ont une réaction acide, comme les sels de cobalt et de fer.

1° Les alcalins les précipitent en vert. Un excès d'ammoniaque redissout le précipité, et la dissolution devient d'un beau bleu céleste, semblable à la dissolution que produit l'ammoniaque dans un sel de cuivre.

L'ammoniaque offre le moyen de séparer le nickel du fer et de beaucoup d'autres métaux, dont les oxydes sont insolubles dans un excès d'ammoniaque.

2° L'acide sulfhydrique donne un précipité noir, si la dissolution est complètement neutre. Le précipité ne se manifeste pas, si la dissolution est tant soit peu acide.

3° Les sulfures alcalins y forment un précipité noir, légèrement soluble dans un excès de précipitant.

4° Le cyanoferrure précipite les sels de nickel en vert clair.

5° Les phosphates et les arsénites alcalins y donnent un précipité vert.

6° Les succinates et les benzoates n'y donnent point de précipité.

7° L'acide oxalique les précipite en vert sale. Le précipité se forme lentement. Aucun métal ne précipite le nickel de ses dissolutions.

Les sels de nickel peuvent former des sels doubles solubles avec les sels alcalins, et notamment avec les sels ammoniacaux. Aussi, en ajoutant à un sel de nickel soluble pur une certaine quantité de sel ammoniac, l'ammoniaque n'y produit plus de précipité.

L'oxyde de nickel est isomorphe avec les oxydes de fer, de cobalt, de manganèse, etc.; c'est ce qui rend souvent très-difficile l'analyse de ces corps.

Sulfate de nickel. Il cristallise en prismes hexaèdres d'un beau vert émeraude. Calciné, il perd sa couleur, devient d'un jaune paille, et ne perd qu'une partie de son acide. Chauffé avec du charbon, il se convertit partiellement en sulfure.

Arséniate. Préparé par la voie humide, il est gélatineux et d'un vert clair. Il se dissout dans les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique, et dans l'ammoniaque. Il se réduit facilement par cémentation. Dans cette action

Il se produit un arsénure; le quart de l'arsenic se volatilise.

Azotate. Il cristallise en prismes octogones d'un vert bleuâtre, déliquescents et très-solubles dans l'eau.

Carbonate. Il est toujours hydraté. Il est floconneux et d'un blanc verdâtre. L'ammoniaque le dissout.

NICOTINE. Alcaloïde du *Nicotiana tabacum*, découvert par Reimann et Posselt. On l'obtient en distillant les feuilles de tabac sèches avec 1,12^e de potasse caustique et de l'eau. Le produit de la distillation est saturé par l'acide sulfurique, évaporé presque à siccité, épuisé par l'alcool absolu, et évaporé de nouveau. Enfin, le résidu est saturé par une solution étendue de potasse et soumis à la distillation; le liquide oléagineux, incolore, qui passe, c'est la nicotine. Cet alcaloïde est très-vénéneux; il a une odeur de tabac très-prononcée; il distille à 246°, et brûle avec une flamme très-fuligineuse. Il est soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il donne avec les acides des sels parfaitement neutres. Formule : C¹⁰ H⁸ N.

NIBIL ALBUM. Voyez ZINC (Oxyde).

NITRATES. Voyez AZOTATE.

NITRE. (Synonymes : *Azotate de potasse*; *Nitrate de potasse*; *Sel de nitre*; *Salpêtre*.) Ce sel est un des plus intéressants et des plus anciennement connus. Il cristallise en prismes à six pans, terminés par des pyramides à six faces; il cristallise quelquefois en rhombocédres. Ses cristaux sont anhydres et inaltérables à l'air; cependant, dans un air humide (dans les caves), ils tombent à la longue en *deliquium*. Sa saveur est fraîche, piquante et amère. Le nitre fond à 560°, sans éprouver d'altération. Ainsi fondu, il coule comme de l'eau, et se prend, par refroidissement, en une masse opaque, connue sous le nom de *crystal minéral*. A la température blanche, le nitre se décompose en azote et en oxygène; il se dégage en même temps un peu de vapeurs nitreuses; c'est pourquoi l'on n'obtient pas exactement 2 vol. et demi d'oxygène pour 1 vol. d'azote.

Le nitre se décompose rapidement, lorsqu'on le chauffe avec des corps combustibles. Ainsi un mélange fait avec 1 partie de charbon et 5 parties de nitre, déflagre vivement dans le feu; il se dégage de l'azote, de l'acide carbonique, et l'on a pour résidu du carbonate de potasse. Un mélange de 3 p. de nitre, de 2 p. de carbonate de potasse et de 1 p. de soufre, constitue une espèce de poudre fulminante qui, étant chauffée lentement sur une lame d'acier, détone avec une violente explosion. Un mélange de phosphore et de nitre détone déjà à la température ordinaire, sous le simple choc du marteau. Il se produit du phosphate de potasse.

Le nitre est très-soluble dans l'eau. Sa solubilité augmente en proportion de la température. Ainsi :

à 0°/100, part. d'eau dissolvent	15,5 de nitre;
à 18°	19.
à 45°	74,6.
à 97°	256,4
à 100°	216,15.

A une température plus élevée, la solubilité devient infinie. En général, les *sels très-fusibles se dissolvent beaucoup mieux à chaud qu'à froid*. On peut dissoudre à chaud une quantité notable de nitre dans une dissolution de sel marin. A mesure que la dissolution se refroidit, le nitre se dépose et cristallise le premier. Il se dépose, il est vrai, en même temps un peu de sel marin; mais, en y ajoutant une nouvelle quantité d'eau, tout le sel marin reste en dissolution pendant que le nitre seul se dépose. La différence de solubilité est donc ici un excellent moyen de séparation. Formule du nitre : KO, NO₃.

Le nitre existe tout formé dans la nature. On le trouve dans tous les lieux habités, sur les murs des maisons basses, dans les étables, dans les écuries, sur le sol des caves, des celliers, des bergeries; les terres fumées et les engrais renferment une grande quantité de nitre. C'est pourquoi on a pensé que la présence de matières animales est nécessaire pour la formation du nitre. « Les matières animales, a-t-on dit, contiennent de l'azote combiné avec d'autres substances; la putréfaction le dégage de ses liens; s'il s'échappe, s'il devient gazeux, il ne s'unira point à l'oxygène; mais si, au moment où il va devenir libre, il rencontre de la potasse, qui a beaucoup d'affinité pour l'acide nitrique, alors il se combine à l'oxygène fourni par l'atmosphère, et il y a production de nitrate de potasse. » Mais en Suède, en Prusse, en France, etc., on fait avec des bases, telles que la chaux et la potasse, des nitrières artificielles, dans lesquelles il y a très-peu de matières animales. L'intervention des matières animales n'est donc point nécessaire dans la production naturelle du nitre.

Le nitre naturel n'est point de l'azotate de potasse pur; c'est un azotate à base de chaux, de magnésie, d'ammoniaque, de potasse ou de soude. Ce sont là des espèces de nitre (salpêtres). Ces nitres contiennent, en outre, des entourures de sodium, de magnésium, et souvent une matière colorante de nature organique.

L'*art des salpêtriers* consiste à extraire le salpêtre des terres où il s'est produit naturellement. Voici les principales parties de cette opération : 1° *Lavage*. On traite par l'eau les platras et les matières riches en nitre; on a ainsi une dissolution de tous les sels que nous venons de nommer. 2° *Saturation*. En traitant la dissolution précédente avec du sulfate et du carbonate de potasse, on enlève la chaux et la magnésie, l'une à l'état de sulfate, l'autre à l'état de carbonate. L'expérience apprend qu'on n'obtient jamais une quantité d'azotate de potasse proportionnelle au carbonate et au

sulfate employé, 3^o *Évaporation*. Après la saturation, on obtient une dissolution d'azotate de potasse contenant des chlorures de potassium et de sodium. En concentrant cette dissolution par l'évaporation, on arrive à un terme où les chlorures se déposent, de manière qu'on peut les enlever facilement. La liqueur, ayant été suffisamment concentrée par l'évaporation, laisse, en se refroidissant, déposer le nitre, mêlé d'un peu de chlorure de sodium et de potassium. C'est là le *nitre* ou *salpêtre brut*, dont on détermine ensuite le *titre*, c'est-à-dire la quantité d'azotate de potasse réel. On peut employer, à cet effet, deux procédés : le premier est fondé sur ce qu'une dissolution saturée de nitre, qui, par conséquent, refuse d'en dissoudre davantage, est encore apte à dissoudre le sel marin. Cependant, le *titre* indiqué par ce procédé est un peu trop faible, parce qu'il y a toujours un peu de nitre qui se dissout en même temps que le sel marin. Le second procédé consiste à calciner, avec du charbon, le nitre dont on veut connaître le titre. On transforme ainsi l'azotate de potasse en carbonate, qui, traité par l'acide sulfurique (*Voyez* ALCALIMÉTRIE), indique la quantité de potasse qui existe dans le carbonate, et conséquemment dans l'azotate.

4^o *Raffinage*. On verse de l'eau bouillante dans une chaudière contenant le nitre qu'on veut purifier. Après avoir concentré la liqueur par évaporation, on la fait cristalliser dans un bassin très-large et peu profond. On trouble, autant que l'on peut, la cristallisation (en remuant constamment la dissolution). Le nitre qui se dépose est sous forme de cristaux très-petits, ayant l'apparence du sucre et du sable. L'eau-mère qui surnage tient en dissolution toutes les substances étrangères. On lave les petits cristaux une seconde et même une troisième fois, afin de les avoir bien purs. Ces lavages ont l'inconvénient d'entraîner la perte d'une certaine quantité de nitre. Mais les gros cristaux présentent un autre inconvénient : c'est qu'étant presque tous creux, ils contiennent dans leur intérieur une certaine quantité d'eau-mère qui rend le nitre impur.

L'azotate de potasse, ainsi préparé et purifié, peut contenir depuis un dix-millième jusqu'à un vingt-millième de substances étrangères.

Le nitre a de nombreux usages. Il est employé dans la fabrication de la poudre, de l'eau-forte et de l'huile de vitriol (acide sulfurique).

NITRIQUE (Acide). *Voyez* AZOTIQUE (Acide).

NITRITES. *Voyez* AZOTITES.

NITRO-BANISIQUE (Acide). Corps d'un blanc jaunâtre, provenant de l'action de l'acide nitrique à 56° B. sur l'essence d'anis concrète. Formule : $C^{16} H^5 NO_2 + HO$ (Cahours). L'acide nitrique forme des produits analogues avec l'acide benzoïque (*acide nitrobenzoïque*), avec l'acide cinnamique (*acide nitrocinnamique*), avec la leucine (*acide nitro-leucique*), avec l'acide carbolique (*acide nitrophénisique*), avec la phlorizine (*acide nitrophlorétique*).

NITROBENZIDE Liquide jaune, d'une odeur de cannelle bouillant à 225° ; il cristallise à 5°. Il s'obtient par l'action de l'acide nitrique sur la benzole. Insoluble dans l'eau, il se dissout dans l'alcool et dans l'éther. Le nitrobenzide a été découverte par M. Mitscherlich. Formule : $C^{12} H^5 NO_2$.

NITROHELLÉNINE. Produit obtenu par l'action de l'acide nitrique sur l'hellénine. Formule : $C^{15} H^9 O_2 + NO_2$.

NITROMÉCONINE. Produit cristallin obtenu par l'action de l'acide nitrique sur la méconine. Formule : $C^{20} H^9 O_7 + NO_2$.

NITROPHÉNISIQUE (Acide). *Voyez* CARBAZOTIQUE (Acide).

NITROPICRIQUE (Acide). *Voyez* CARBAZOTIQUE (Acide).

NITROSALICYLIQUE (Acide). Synonymes : *Nitrosalicylide* ; *Acide spiroulique*. Matière cristalline obtenue en chauffant l'acide salicyléux avec de l'acide nitrique. Formule : $C^{14} H^5 O^5 N$.

NIVEAU DES MERS. La surface des mers serait partout à une égale distance du centre de la terre, si la terre était immobile, si elle avait partout une composition homogène, et qu'elle ne fût pas garnie de grandes montagnes. D'après Lepère, le niveau de la mer Rouge s'élève au-dessus de la mer Méditerranée de 9, m. 9 dans les hautes mers et de 8, m. 12 dans les basses mers. D'après M. de Humboldt, la mer du Sud au Callao est plus élevée de 7, m. que l'Océan à Carthagène. Les observations de ce genre ne sont pas encore assez multipliées.

NOIR DE FUMÉE. Carbone très-divisé, provenant de la combustion des huiles ou des résines.

NOMBRE D'OR. Cycle lunaire, comprenant une période de dix-neuf années solaires. Les anciens l'appelaient la grande année de Méton.

NOMENCLATURE. La nomenclature est un langage d'abréviation, appliqué aux noms des corps composés. Ces corps composés sont les *acides*, les *bases*, et les substances *neutres* ou *salines*. La nomenclature implique donc une classification ; elle a une valeur philosophique, en même temps qu'elle facilite l'étude de la science. Deux corps simples se combinant ensemble donnent naissance à un composé. D'après la classification établie, ce composé est un *acide*, ou une *base*, ou un composé *indifférent*. Or, ne pourrait-on pas spécifier la nature de ce composé par sa simple dénomination, et sans qu'il fût nécessaire de recourir à des moyens chimiques ? Là gît tout le secret de la nomenclature. En effet, une légère modification dans la terminaison du nom d'un des éléments du composé indique sur-le-champ si ce composé est *acide*, *basique* ou *neutre* (*salin*). C'est pourquoi

les terminaisons *ique*, *ate*, *ure*, en disent autant que de longues périphrases.

Lorsque l'oxygène est susceptible de se combiner en deux proportions différentes avec la même quantité d'un autre corps, et que les composés qui en résultent sont acides, on donne la terminaison *eux* à celui qui contient le moins d'oxygène, tandis que le plus oxygéné conserve la désinence *ique*.

Dans l'impossibilité de modifier les terminaisons déjà assez modifiées, on imagina de faire précéder le nom de l'acide contenant une quantité d'oxygène moindre que l'acide terminé en *eux*, de la préposition grecque *hypo* (ὑπό, au-dessous), en conservant la terminaison *ique*. A son tour, l'acide moins oxygéné que celui-là reçoit la préposition *hypo*, en conservant la terminaison *eux*.

Avec cette modification, on a :

Acide sulfurique (SO^3) } acides anciens.
 Acide sulfureux (SO^2) }
 Acide hypo-sulfurique (S^2O^5) } acides nouv.
 Acide hypo-sulfureux (S^2O^3) }

Le phosphore, l'azote, le chlore, etc., peuvent, comme le soufre, donner naissance à des acides moins oxygénés que l'acide terminé en *eux*.

Dans une série de composés acides, le plus oxygéné est quelquefois précédé de la particule *per* ou *hyper*. Exemples : acide perchlorique; acide hyper manganique. Le mot *hepta*, placé devant le nom d'un acide, signifie que cet acide renferme sept équivalents d'oxygène. Exemple: acide heptachlorique.

Comme pour les acides, il fut reconnu que l'oxygène peut quelquefois s'unir à un même métal en plusieurs proportions différentes. Lorsque cela arrive, le composé qui renferme la moindre (première) proportion d'oxygène est appelé *protoxyde*, de πρῶτος, premier; le composé qui en renferme le double, *deutoxyde* (de δεῦτερος, second), ou, en employant un mot latin, *bioxyde* ou *bin-oxyle*; le troisième degré d'oxydation reçoit le nom de *trioxyde* ou de *trioxyde* (de τρίτος, troisième); enfin, le quatrième degré d'oxydation est appelé *quadroxyde*. Ce dernier oxyde est rare. La dénomination générique d'*oxyde* est suivie de la dénomination spécifique du métal. Exemples : oxyde d'argent; oxyde de plomb.

L'oxyde contenant une fois et demie autant d'oxygène que le protoxyde, est nommé *sesquioxyle*. Exemple : sesquioxyle de fer.

Lorsqu'un métal ne présente que deux degrés d'oxydation, le premier conserve le nom de protoxyde, et le dernier, qui offre le maximum d'oxydation, est appelé *peroxyde*. C'est ainsi qu'on dit indifféremment : *sesquioxyle de fer* et *peroxyde de fer*.

On appelle *sous-oxydes* des oxydes moins oxygénés que les protoxydes.

3° Composés salins. Les oxydes basiques, ou *oxy-bases*, peuvent se combiner avec les acides (*oxacides*), de manière à en effacer, à

en neutraliser les propriétés; les composés qui en résultent portent le nom de *sels*. Pour indiquer ces combinaisons, on change en *ate* la terminaison *ique* de l'acide, et en *ite* la terminaison *eux*.

Dans les *oxy-sels* on omet en général la dénomination d'*oxyde*, en donnant simplement celle du métal. Exemples : sulfate de plomb, nitrate d'argent; au lieu de sulfate d'oxyde de plomb, nitrate d'oxyde d'argent.

Morveau prescrivit de donner la terminaison *ure* aux noms des substances qui, combinées avec d'autres corps, ne sont ni acides ni basiques. Exemple : sulfure de fer.

Si le corps terminé en *ure* est susceptible de se combiner en plusieurs proportions avec la même quantité d'un même corps, on se sert, comme pour les oxydes, des particules *proto*, *sesqui*, *bi*, *deuto*, *per*, etc. Exemples : protochlorure de mercure, bichlorure de mercure, sesquichlorure de fer, etc.

Quelques chimistes ont proposé de terminer en *ide* le composé dans lequel entre la plus grande proportion de chlore, de brome, d'iode, de soufre, etc. Exemples : chloride de phosphore, chloride d'arsenic.

La nomenclature, telle qu'elle est sortie des mains de Lavoisier et de Morveau, ne s'applique guère qu'aux composés de chimie minérale. Il n'en pouvait être autrement; car toute la science des chimistes anciens n'avait roulé que sur des substances minérales et sur la distillation sèche des matières organiques, à l'étude desquelles n'avait présidé aucun principe scientifique.

Si les successeurs de Lavoisier avaient bien voulu suivre les traces du maître, la chimie organique ne serait pas aujourd'hui livrée à l'anarchie. Quelle était l'idée fondamentale qui amena la réforme complète de la nomenclature? C'était de substituer aux noms anciens des noms nouveaux, qui exprimassent la composition même des objets qu'ils désignaient; et ces noms nouveaux devaient se rattacher en même temps à un système général et raisonné.

NONES. Terme de calendrier, par lequel les Romains désignaient certains jours du mois. Les nones, de même que les *calendes* et les *ides* (*Voyez* ces mots), se comptaient en rétrogradant. Les mois de mars, de mai, de juillet et d'octobre comptaient six jours des nones; les huit autres mois n'en comptaient que quatre. Dans les premiers, les nones tombaient au septième jour du mois, et dans les derniers, au cinquième. Ainsi, *V nonas martii*, c'est-à-dire, *die quinta ante nonas martii*, signifiait le troisième jour de mars, à compter en rétrogradant depuis le septième jour inclusivement; *IV nonas sextilis*, c'est-à-dire *quarta die ante nonas sextilis*, signifiait le second jour du mois d'août, à compter en rétrogradant depuis le cinquième jour inclusivement.

NUAGES. Amas de brouillards suspendu.

a différentes hauteurs de l'atmosphère. Tantôt ils prennent leur origine sur le sol par d'épais brouillards qui s'élèvent dans l'air, tantôt ils se forment à une certaine hauteur dans l'air même, par suite de la condensation de la va-

peur aqueuse, sous l'action combinée des vents et des variations de la température. On suppose que les nuages sont constitués par la vapeur d'eau dans un état particulier, appelé *vesiculaire*.

O

OBJECTIF. Nom donné au verre qui, dans une lunette, est tourné vers l'objet. Il est ainsi appelé par opposition à l'oculaire, verre qui est tourné vers l'œil. Dans les télescopes, l'objectif est d'un foyer plus long que l'oculaire, tandis que dans les microscopes le foyer de l'oculaire est plus long que celui de l'objectif.

OBJECTIVE. Intervalle de musique comprenant cinq tons entiers et deux demi-tons. Les nombres des vibrations des cordes donnant les octaves sont dans les rapports très-simples de 1, 2, 3, 4, etc., depuis le grave jusqu'à l'aigu. Une corde produisant, par exemple 52 vibrations par seconde, donnera l'octave au-dessus, si l'on fait exécuter à cette même corde 64 vibrations dans le même espace de temps; et ainsi de suite pour les autres octaves.

C'est un bien ancien axiome, que tout ce qui est simple est vrai, et plaît le plus à l'âme. Depuis que la musique existe, l'octave a été considérée comme l'accord le plus simple et le plus agréable à l'oreille; et, chose remarquable, cette harmonie repose sur la simplicité des nombres: les sons dont les vibrations ne sont plus divisibles par des nombres entiers, et donnent des rapports fractionnaires, constituent aussi, non plus des accords parfaits, mais des dissonances. Ce fait, extrêmement curieux, vient à l'appui du système de Pythagore.

ODEUR. Sensation que les molécules d'un corps volatil produisent sur les nerfs olfactifs. Tout corps qui n'est pas volatil n'a pas d'odeur. L'acte de l'olfaction ne paraît avoir lieu qu'au moment où les molécules d'un corps volatil, c'est-à-dire odorant, éprouvent une altération chimique quelconque. Ainsi, l'arsenic ne donne l'odeur d'ail, qui le caractérise, qu'au moment même où il passe à l'état d'acide arsénieux.

ODOMÈTRE (Hodomètre). De ὄδος, chemin et μέτρον, mesure. Instrument destiné à mesurer le chemin qu'on fait, soit à pied, soit en voiture. C'est une machine à rouage, qui sert à compter le nombre des pas ou le nombre de tours que fait la roue d'une voiture.

OEIL. Voyez VISION.

OENANTHIQUE (Acide). De οἴνος, vin, et ἄνθος, fleur. Cet acide, combiné avec l'éther oenanthique, existe dans beaucoup de liquides fermentés, et particulièrement dans les vins, dont il paraît constituer ce qu'on appelle vulgairement le bouquet. Il est d'un blanc éclatant, sans odeur, et ayant la consistance

du beurre à 12,5. Au-dessus de cette température, l'acide oenanthique fond en une huile incolore, qui forme avec les alcalis des composés savonneux. Insoluble dans l'eau, il est miscible en toutes proportions avec l'alcool, l'éther et les huiles. On l'obtient, en recueillant les dernières portions du produit de distillation du vin ou de la lie de vin. Pour l'avoir pur, on le combine préalablement avec la potasse, qu'on enlève ensuite par un acide.

Formule de l'acide oenanthique anhydre: $C^{14} H^{23} O^2$ (Pelouze et Liebig).

OENANTHYLIQUE (Acide). Produit acide, obtenu par M. Tilley par la distillation d'un mélange d'acide nitrique et d'huile de ricin. Formule: $C^{14} H^{23} O^2 + HO$.

OLÉATES. Voyez OLÉIQUE (Acide).

OLÉËNE. Liquide incolore, très-fluide, plus léger que l'eau, d'une odeur alliacée. Il brûle avec une flamme verdâtre. Presque insoluble dans l'eau, il se dissout très-bien dans l'alcool et l'éther. Il bout à 33°; la densité de sa vapeur est 2,975. Formule: $C^{32} H^{52}$. — M. Frémy a découvert l'oléène en distillant l'acide métrétique et l'acide hydrochlorique.

OLÉËNE. (Synonyme: *Oléate d'oxyde de glycéryle*.) Partie constituante des huiles grasses et des graisses solides. C'est la combinaison naturelle de l'acide oléique avec la glycérine (oxyde de glycéryle). Elle est presque toujours mêlée de stéarate ou de margarate de glycérine. Soumises à l'action du froid, les huiles grasses cèdent le margarate et le stéarate à l'état solide et sonilles d'oléine; on enlève l'oléine par la pression. Suivant MM. Pelouze et Boudet, l'oléine des huiles non siccatives diffère de l'oléine des huiles siccatives. En effet, l'oléine des premières se convertit, par l'action de l'acide hyponitrique, en *oléidine* et en *acide oléanique*, tandis que l'oléine des dernières n'est pas sensiblement altérée de la part de cet agent. L'oléine s'obtient très-difficilement à l'état de pureté. Elle est incolore, insipide et inodore. Sa densité est environ 0,90. Elle se solidifie par l'action d'un froid intense, surtout lorsqu'elle est mêlée de stéarine ou de margarine. Elle se change, par l'action des alcalis, en oléate et en glycérine. Sa composition est incertaine.

OLÉIQUE (Acide). Principe fondamental des huiles non siccatives. Il est incolore, légèrement jaunâtre, d'une faible odeur et d'une saveur âcre. Il se prend, à quelques degrés au-dessous de 0°, en une masse de cristaux aciculaires. Insoluble dans l'eau, il est miscible à

l'alcool en toutes proportions. Traité par l'acide nitrique, il donne de l'acide subérique et quelques autres produits de décomposition. Il se change en acide élaïdique, sous l'influence de l'acide hyponitrique et du nitrate de protoxyde de mercure. Formule de l'acide oleique : $C^{18}H^{32}O^2$.

On retire cet acide de l'huile grasse des amandes amères, en traitant le savon de cette huile par l'oxyde de plomb; l'oléate qui se forme est soluble dans l'éther, tandis que le margarate, qui se produit en même temps, y est insoluble. Les sels (*oleates*) que l'acide oléique forme avec les bases, et surtout avec les alcalis, sont des espèces de savon de consistance très-molle, plus solubles dans l'alcool que dans l'eau. On connaît particulièrement les *oléates de potasse*, de *soude* et de *plomb*. Quant à l'*oléate d'oxyde de glycéryle*, *Voyez OLÉINE*.

OLÉOPHOSPHORIQUE (Acide). Liquide étheré obtenu par M. Frémy en traitant la matière cérébrale par l'éther. Il ne paraît pas avoir été obtenu à l'état de pureté.

OLIVILE. Principe blanc, cristallin, obtenu par Pelletier en dissolvant la gomme de l'olivier (*Olea europæa*) dans l'alcool aqueux, et en évaporant le liquide filtré. Il est inodore; sa saveur est aère et légèrement aromatique. Il fond à 70°, et prend, par le refroidissement, l'aspect de la corne. Il est peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'éther, et se dissout en toutes proportions dans l'alcool. Formule : $C^6H^9O^2$.

OLIVINE (*Olivite*). Principe blanc, cristallin, obtenu par M. Lauderer en épuisant les feuilles de l'olivier par l'eau acidulée. Il est insoluble dans l'eau, fond par la chaleur, et brûle en répandant des vapeurs aromatiques. Composition inconnue.

OLYMPIADE. Période de quatre ans, autrefois en usage chez les Grecs. Ce mode de supputer le temps remontait à l'institution des jeux olympiques, célébrés tous les quatre ans en Elide. La première olympiade commença au mois de juillet de l'année 5938 de la période julienne, ou 776 avant J. C.

OMBRE. Place non éclairée, à cause de l'interception de la lumière par un corps opaque. L'ombre est en raison de la dimension du corps opaque. Si la sphère du corps lumineux est plus grande que celle du corps opaque, l'ombre décrit un cône dont la base est appuyée sur le corps opaque, et le sommet sur l'extrémité de l'ombre. Si la sphère du corps lumineux est plus petite que celle du corps opaque, l'ombre a la forme d'un cône tronqué. Si la sphère du corps lumineux et celle du corps opaque sont de même grandeur, l'ombre est cylindrique, et s'étend, pour ainsi dire, à l'infini. On appelle *ombre droite* celle que projette un corps sur un plan horizontal, auquel ce corps est perpendiculaire. L'ombre droite est au corps opaque comme le cosinus de la hauteur de la lumière au sinus de cette même

hauteur. On appelle *ombre renversée* celle que projette un corps sur un plan vertical. Telle est l'ombre qu'un bras tendu projette sur le corps d'un homme debout. L'ombre renversée est au corps opaque comme le sinus de la hauteur du corps lumineux à son cosinus. Les ombres ne sont pas toujours noires. Ainsi, celles qui sont produites, au soleil couchant, sur une muraille blanche, sont colorées en bleu. Le célèbre peintre Léonard de Vinci connaissait déjà ce fait, et il avait le premier essayé d'en donner l'explication.

ONDULATION. Mouvement oscillatoire, dont on peut se faire une idée sensible en observant la surface d'une nappe d'eau, après y avoir jeté une pierre. Les sons sont l'effet de l'ondulation de l'air. La lumière paraît être également transmise par voie d'ondulation.

OPACITÉ. Propriété de la matière de s'opposer au passage de la lumière. Plus un corps est dense, plus il est, en général, opaque. Les métaux sont les plus opaques de tous les corps. On ne sait pas encore exactement apprécier les altérations que la lumière éprouve au sein des corps opaques.

OPIMUM. (De ὀπός, suc). Suc concrété de plusieurs espèces de *Papaver*. Ce suc s'obtient en faisant des incisions longitudinales sur la capsule et la tige des pavots. D'abord d'un blanc laiteux, il brunît par l'exposition à l'air, et acquiert la couleur propre de l'opium. L'opium est un mélange de plusieurs composés, parmi lesquels on remarque surtout la morphine, la codéine, la narcotine, la narcéine et l'acide méconique. Tout le monde connaît l'action narcotique que l'opium exerce sur l'économie animale. Cette action n'a cependant lieu que lorsque l'opium a été pris à une certaine dose. Lorsque cette dose est trop forte, l'opium, loin de provoquer le sommeil, est un excitant énergique, et produit une insomnie souvent suivie de mort. L'opium est employé, en médecine, comme un calmant, à la dose de cinq centigrammes. Il constitue l'élément actif du sirop de diacode, des pilules de cynoglosse, etc. Le principe vraiment actif de l'opium, c'est la morphine. Aussi la bonté de l'opium s'évalue-t-elle d'après la quantité de morphine qu'il renferme.

OPTIQUE. (De ὀπτομαι, je vois). Science de la lumière et de la vision. *Voyez* LUMIÈRE, VISION.

OR. (De *aurum*, or). Corps simple et métallique, d'une couleur jaune ou rouge assez éclatante. Fondu avec le borax, il devient d'un jaune pâle; mais il reprend sa couleur ordinaire, en le faisant fondre de nouveau avec du nitre ou avec du sel marin (Berthier). Il est inodore, insipide, et ne possède aucune propriété nuisible à la santé de l'homme. Dans un état de division extrême, l'or est de couleur pourpre ou d'un rouge foncé; suivant d'autres, il est vert. En précipitant une dissolution d'or par du sulfate de fer, on obtient l'or sous forme de pou-

dre brunâtre. Il est susceptible de cristalliser en pyramides quadrangulaires; on le rencontre dans la nature sous des formes dérivant du cube. A l'état de pureté, il est mou comme le plomb; on ne le travaille jamais dans cet état. C'est de tous les métaux le plus malléable et le plus ductile. On peut le réduire en feuilles de 0, m. 0000 d'épaisseur. Ces feuilles, vues contre le jour, paraissent vertes. Avec 0, gr. 063 d'or, on pourrait couvrir une surface de 368 mètres carrés. L'or est tellement ductile, que 2 grammes suffisent pour couvrir un fil d'argent de 200 myriamètres de longueur. Il n'est pas très-tenace; un fil de 2 millimètres de diamètre rompt sous un poids de 63 kilo. Le poids spécifique de l'or est 19,257. De 0° à 100°, il se dilate $\frac{1}{682}$ en longueur. C'est un des métaux qui se contractent le plus en passant de l'état liquide à l'état solide. Il fond à 700°. A l'état liquide (fondu), il est de couleur verdâtre. Il est fixe à la température de nos fourneaux. Cependant, à une température excessivement élevée, au foyer d'un miroir ardent, il est un peu volatil. Il est susceptible de cristalliser par le refroidissement. L'or très-divisé devient incandescent dans l'hydrogène, à la température de 30°. L'or est inaltérable à l'air, soit à chaud, soit à froid. Il ne se salit point au contact des corps étrangers. C'est à cause de son inaltérabilité, et de sa tendance à se conserver pur et intact, que les alchimistes avaient appelé l'or *rex metallorum*, roi des métaux et qu'ils l'avaient placé au premier rang des métaux nobles. L'or en feuilles très-minces, chauffé au chalumeau, brûle au contact de l'air, avec une flamme verte. Il en est de même quand on l'expose à l'action d'une pile voltaïque. Il se change, dans ces circonstances, en une substance d'un beau pourpre, que les uns regardent comme un oxyde ou comme un mélange d'oxyde et d'or très-divisé, et que d'autres considèrent comme de l'or métallique à l'état d'extrême division. Les acides, même les plus puissants, n'attaquent point l'or, ou ils l'attaquent à peine. Son véritable dissolvant est l'eau régale, ou plutôt le chlore.

Les composés d'acide azotique avec l'acide bromhydrique ou avec l'acide iodhydrique, qui sont de véritables *eaux régales*, le dissolvent également. Dans les arts, on emploie ordinairement un mélange de 4 p. d'acide azotique et de 1 p. de sel ammoniac pour dissoudre l'or. Le polysulfure de potassium attaque l'or; il se produit un sulfure double de potassium et d'or, que connaissaient les alchimistes. Les alcalis n'attaquent point l'or; cependant, à une température élevée, ils déterminent l'absorption de l'oxygène de l'air en proportions indéfinies. Chauffé avec de la poussière de charbon, l'or acquiert une très-belle couleur jaune. Le soufre, le sélénium, le phosphore et l'arsenic n'ont pas d'action directe sur l'or. L'or peut s'allier avec un grand nombre de métaux.

L'or se trouve disséminé sur presque toute la surface du globe, mais en très-petite quantité à la fois; ses espèces minérales sont très-peu nombreuses. En voici les principales:

1° *Or graphique (tellurure argentifère)*. Il est d'un gris d'acier, à cassure granuleuse. Après le grillage, il donne un bouton métallique d'un jaune clair. On le rencontre accompagné de carbonate de chaux, de quartz, de blende, à Offen-Banya, en Transylvanie.

2° *Tellurure sulfoplombifère (blatteritz)*. Il est d'un gris de plomb foncé très-éclatant. Au chalumeau, il répand des fumées et dépose des grains d'or malléable. On le trouve à Nagyag, en Transylvanie. Il contient, outre l'or, du plomb, du cuivre, de l'antimoine, du soufre, du tellure, et quelquefois des traces d'argent. Comme l'or a très-peu d'affinité pour les corps minéralisateurs, tels que le soufre, le sélénium, l'oxygène, le tellure, etc., avec lesquels il ne se combine jamais directement, il n'est pas étonnant qu'on rencontre ce métal le plus souvent à l'état natif. Il existe dans cet état disséminé dans des terrains de transport, formés particulièrement de cailloux roulés, liés entre eux par un ciment argilo-ferrugineux, et dans lesquels on trouve accidentellement du bois fossile, du fer oligiste, du platine, et quelquefois des diamants. Les dépôts de ce genre s'appellent *cuscalthos*, au Brésil; on les exploite en grand au Chili, au Sénégal, et dans les monts Ourals. On trouve des sables d'or jusque dans les terrains tertiaires et dans la terre végétale. L'or existe également en filons ou en couches dans les roches granitiques, porphyriques. A la Gardette (Isère), on le trouve en filons dans du cristal de roche.

Les pyrites arsénicales, le cuivre pyriteux et le sulfure d'antimoine, contiennent souvent des traces d'or.

L'or natif se rencontre cristallisé, soit en cubes, soit en octaèdres ou en dodécaèdres, soit enfin en paillettes ou en aiguilles. Il est d'un beau jaune d'or pur, ou d'un jaune de laiton. Il existe rarement en gros morceaux, auxquels on donne le nom de *pépites*.

Les différentes variétés d'or natif rapportées de l'Amérique méridionale par M. Boussingault contiennent des proportions définies d'or et d'argent.

On trouve de ces variétés dans l'Amérique méridionale, à *Malpaso* près de Mariquita, à *Itano*, à *Baja* près de Pampelona, à *Rico Sucio* près de Mariquita, à *Ojas*, *Anchas* (province d'Antioquia), à la *Trinidad* près de Santa-Rosa de Bos, à *Guano* près de Marmato, à *Otramina* près de Titiribi.

Les procédés d'extraction de l'or sont très-simples. Lorsque ce métal se trouve (et c'est le cas le plus fréquent) disséminé en petits grains irréguliers dans les sables des rivières ou des terrains d'alluvion, on fait subir à ces sables des lavages répétés, afin de séparer tous les grains de silices et le

matières terreuses qui s'y trouvent. Lorsqu'il existe en grains ou en filons dans des masses de roches quartzzeuses, on réduit celles-ci en poudre, et on lave les grains de silice comme le sable aurifère ordinaire. La quantité d'or exploitée, dans l'espace d'une année, sur toute la surface du globe, a été évaluée à 75,000 kilog., dont 3 à 4,000 kilog. seulement proviennent des différentes contrées de l'Europe.

L'or est de tous les métaux le plus anciennement connu, d'abord parce qu'il se rencontre avec sa couleur et son éclat dans la nature, et qu'ensuite sa préparation ne demande que de simples procédés de lavage. Les alchimistes désignaient l'or par le symbole du soleil ☉. Formule : $Au^{12}(at)2159,55$.

Composés oxygènes. On compte deux oxydes d'or, dont aucun ne se produit par voie directe. Ils sont tous deux facilement réductibles par la chaleur, par le contact d'un corps organique, et même par la simple action de la lumière du soleil.

1° *Protoxyde*. Il est vert et pulverulent. Il est très-peu stable, et difficile à obtenir pur. Il se décompose spontanément en oxygène et en or, qui se dépose sur les parois du vase dans lequel on cherche à conserver cet oxyde, il n'est pas susceptible de jouer le rôle de base. Formule : $Au^2 O$.

On le prépare en décomposant à froid le perchlorure d'or par la potasse ou par la soude en dissolution un peu étendue.

2° *Peroxyde (acide aurique)*. A l'état anhydre, il a l'aspect d'une poudre noire. A l'état d'hydrate, il est d'un jaune rougeâtre. Il est très-peu stable; déjà, à la lumière du jour, il se reconvre d'une mince pellicule d'or, provenant d'une partie de l'oxyde réduit. Il est un peu soluble dans l'eau, à laquelle il communique une saveur styptique et métallique; à l'état d'hydrate, il se dissout facilement dans les alcalis, et peut se combiner avec la plupart des oxydes métalliques. Le peroxyde d'or se dissout dans l'acide azotique concentré; la dissolution est d'un brun jaunâtre, et laisse déposer l'oxyde d'or quand on ajoute de l'eau. Les acides sulfurique et acétique en dissolvent beaucoup moins que l'acide azotique. Ce sont là, non pas des composés salins, mais de simples dissolutions, car le peroxyde d'or joue plutôt le rôle d'acide que celui de base; il se combine avec les bases alcalines pour former des *aurates*. Fondu avec le borax, l'acide aurique donne un verre d'un très-beau jaune. Formule : $Au^2 O^3$.

Le meilleur moyen de le préparer consiste à faire chauffer de la magnésie en excès avec une dissolution de perchlorure d'or, et à laver le dépôt avec l'acide azotique, qui décompose l'aurate de magnésie. En employant l'acide azotique concentré, on obtient le peroxyde anhydre; avec l'acide étendu, on obtient le peroxyde hydraté.

Composés chlorés. Le chlore et le brome

sont les vrais dissolvants de l'or. On connaît deux chlorures d'or :

1° *Le perchlorure*. Il est d'un jaune pâle soluble dans l'eau, et très-peu stable. La dissolution aqueuse de perchlorure d'or ne se conserve que dans l'obscurité et à froid; car, à la lumière du soleil ou sous l'influence de la chaleur, elle se convertit en perchlorure et en or métallique. Les dissolutions alcalines étendues décomposent, le perchlorure d'or en le changeant en protoxyde. Formule : $Au^2 Cl$, analogue à celle du protoxyde ($Au^2 O$).

On l'obtient en chauffant le perchlorure entre 200° et 250; l'excédent du chlore se dégage, et l'on a le perchlorure pour résidu.

2° *Le perchlorure* est le *sel d'or* par excellence. Il est d'un rouge brun, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, qu'il colore en rouge rubis. Évapouré jusqu'à consistance épaisse, il se transforme en une masse cristalline très-déliquescente à l'air. Il se dissout dans l'éther, et lorsqu'on agite cette dissolution au contact de la lumière, il se forme, par le repos, deux couches dans la liqueur; l'une inférieure, qui n'est que de l'eau, chargée d'acide chlorhydrique; l'autre supérieure d'un beau jaune, qui contient l'éther et l'or. C'est cette dissolution jaune qu'on employait autrefois en médecine sous le nom d'*or potable*. Elle se décomp. se spontanément; à plus forte raison se décompose-t-elle quand on la met en contact avec un corps réducteur; l'or se dépose, à l'état métallique, sous forme de petits cristaux brillants. On peut employer l'or potable dans la dorure sur des ouvrages fins d'acier. Le perchlorure d'or tache la peau en pourpre. Le sulfate de fer au minimum en précipite l'or métallique, sous la forme d'une poudre brunâtre. Tous les métaux, même l'argent, précipitent l'or du perchlorure sous forme de poudre diversement colorée, qui reprend, sous le brunissoir, sa couleur jaune. On peut employer ce moyen pour dorer sur métaux. *Expérience* : On plonge une lame de cuivre dans une capsule de platine contenant une dissolution de perchlorure d'or; aussitôt l'or se précipite sur la lame de cuivre, si cette lame ne touche pas le platine. Mais, dès que le cuivre touche le platine, l'or se précipite non-seulement sur le cuivre, mais sur le platine. C'est ainsi que l'on peut dorer des capsules de platine en peu de temps et à peu de frais (Levrault). Ce procédé, comme celui du dorage de l'argent et du laiton, repose sur la force électrochimique. Dans ce dernier procédé, on separe deux liquides (le perchlorure d'or et l'eau acidulée contenant une lame de zinc) par un diaphragme de vessie, afin d'éviter leur mélange, sans empêcher cependant le courant électrique de les traverser successivement. « Or, le courant électrique passe avec d'autant plus de facilité d'un liquide dans un métal et réciproquement, que le métal est plus susceptible d'être attaqué par le liquide. Dans le cas qui nous occupe, le métal (argent ou laiton) »

qui plonge dans la dissolution d'or est plus attaqué par le liquide que l'or lui-même ; il en résulte que tant que la partie immergée ne sera pas entièrement dorée, le courant ira chercher les points où le métal à dorer est encore à nu, pour les traverser et y déposer l'or, quelle que soit la longueur du trajet qu'il aura à parcourir dans le liquide. c'est-à-dire quelle que soit la forme plus ou moins irrégulière ou compliquée de l'objet que l'on veut dorer. » (M. de la Rive, *Comptes rendus de l'Académie des sciences*, année 1840.)

L'hydrogène, le phosphore, l'arsenic, tous les acides dont les noms se terminent en *eur*, les acides oxalique, tartrique, carbonique, précipitent l'or à l'état métallique. Celui-ci, après avoir été chauffé, reprend sous le marteau la belle couleur jaune qui le caractérise. Le perchlore d'or est précipité en jaune par le cyanoferrure de potassium, et en noir par l'hydrogène sulfuré. La potasse y donne un précipité brun (*oxyde d'or*) qui se forme très-lentement. Si la dissolution n'est pas parfaitement neutre, la potasse n'y produit pas de précipité ; car il se forme un chloro-aurate de potassium soluble.

Le protochlorure d'étain y donne un précipité rouge brun (*pourpre de Cassius*), qui devient presque noir par la dessiccation. Le pourpre de Cassius est employé dans la peinture sur porcelaine.

Le pourpre de Cassius est un composé d'oxyde d'étain, d'or métallique et d'eau, en proportions variables.

Comme le peroxyde, le *perchlorure d'or* (*acide chloro-aurique*) joue le rôle d'acide, il se combine avec les chlorures alcalins et avec un grand nombre de chlorures métalliques, pour former des *chlorosels* (chlorures doubles). Ces chlorosels sont beaucoup plus stables que le perchlore d'or isolé. Les *chloro-aurates* alcalins se composent de 1 équivalent de chlorure (de potassium ou de sodium) et de 5 équivalents de perchlore d'or. Traités par l'ammoniaque en excès, ils donnent un précipité jaune qui, après avoir été desséché, détone par le choc d'un marteau (*or fulminant*). Formule : Au^2Cl^3 , analogue à celle de l'acide aurique (Au^2O^3).

On prépare le perchlore en dissolvant l'or dans l'eau régale et en chauffant modérément pour chasser l'excès d'acide azotique.

Les sels d'or sont quelquefois employés dans le traitement des maladies syphilitiques. Le perchlore d'or est vénéreux à fort petites doses.

L'iode et surtout le brome se comportent avec l'or à peu près comme le chlore.

Composés sulfures. Il existe deux sulfures d'or, correspondant aux oxydes et aux chlorures.

Le soufre ne se combine avec l'or que par la voie humide.

Proto-sulfure. Il est d'un brun très-foncé, pulvérulent, insoluble dans l'eau. Formule :

Au^2S , analogue au protoxyde (Au^2O). On l'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution bouillante de perchlore d'or.

2° Persulfure (sulfide). Il est floconneux, d'un jaune foncé, à l'état d'hydrate, et brun, à l'état sec. Le persulfure d'or (acide sulfurique), comme le peroxyde et le perchlore, se combine avec d'autres sulfures, et surtout avec les sulfures alcalins, pour former des *sulfosels* (sulfures doubles). Ces dissolutions sont d'un jaune rougeâtre, et les acides en précipitent le sulfure d'or. Formule : Au^2S^2 analogue au peroxyde (Au^2O^3). On l'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution froide de perchlore d'or.

Le sélénium et probablement le tellure forment, avec l'or, des composés analogues à ceux que produit le soufre.

Le phosphore et l'arsenic rendent l'or cassant.

OR (Alliages). L'or s'allie avec un grand nombre de métaux. L'or et le cuivre peuvent s'allier en toutes proportions. Le cuivre rehausse la couleur de l'or et lui donne de la dureté, en diminuant un peu sa ductilité et sa malléabilité. L'alliage le plus dur est celui qui renferme 1^{er} de cuivre. Ces alliages sont plus fusibles que l'or pur. L'alliage d'or et de cuivre le plus connu est celui dont se composent les *monnaies d'or*. Voyez MONNAIES.

ORBITE. Courbe décrite par les plantes dans leur révolution autour du soleil. Kepler a fait le premier voir que ces courbes sont, non pas des cercles, comme on l'avait cru anciennement, mais des ellipses, dont le soleil occupe un des foyers. Les plans des orbites des planètes passent tous par le centre du soleil ; mais ils sont différemment inclinés les uns aux autres et à l'écliptique.

ORCANETTE (Rouge d'). *Acide anchusique* de Pelletier. Corps compacte, rouge-brun, insipide et inodore. Il fond par la chaleur, et se volatilise en partie en répandant des vapeurs violettes semblables à celles de l'iode. Insoluble dans l'eau, il se dissout dans l'alcool et dans les alcalis, qu'il colore en bleu. Sa solution alcoolique donne avec le sel d'étain un précipité éramois, et un précipité violet avec le sulfate de protoxyde de fer. On obtient le rouge d'orcane en épuisant la racine d'*Anchusa tinctoria* par l'éther.

ORCÈNE. Voyez ORCINE.

ORCINE. Principe cristallin, d'un rouge jaunâtre, soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa solution aqueuse a une saveur sucrée ; mais elle n'est pas susceptible de fermenter au contact de la levure de bière. L'orcine se liquéfie à 160°, en perdant son eau de cristallisation. A 290°, elle distille sous forme d'un sirop, qui attire fortement l'humidité de l'air. Mêlée d'ammoniaque et exposée à l'air, elle se colore en rouge de sang foncé, en produisant un corps azoté, l'*orceine*. L'orcine se dissout

dans un excès d'ammoniaque. L'acide acétique la précipite sous forme d'une poudre rouge. L'orcine s'obtient par l'ébullition de la lécanorine dans l'eau. Elle renferme, suivant M. Schunck, 38,98 pour 100 de carbone, 7,06 d'hydrogène, et 55,96 d'oxygène. M. Dumas assigne à l'orcine la formule : $C^{16}N^2H^{18}O^7$.

OR FULMINANT. Voyez OR.

ORPIMENT. Voyez ARSENIC (Sulfure).

ORSEILLE Matière colorante du commerce. On la prépare en grand, en soumettant diverses espèces de lichen (*Variolaria orcina*, *V. dealbata*, *Rocella tinctoria*, etc.) à une espèce de putréfaction avec de la chaux et de l'urine. Cette matière brute renferme plusieurs principes colorants d'un grand intérêt (*érythrine*, *lécanorine*, *orcine*).

OS. Charpente solide servant de soutien aux parties molles des animaux vertébrés. Considérés sous le point de vue chimique, les os se composent de deux parties essentielles, l'une appartenant au règne organique (*gêlatine*), l'autre au règne minéral (*phosphate basique de chaux*). Soumis à la chaleur, les os se charbonnent par suite de la combustion de la gêlatine, et le sel calcaire s'obtient à l'état d'une poussière blanche. Traités par l'acide nitrique ou chlorhydrique, le sel calcaire se dissout, et la gêlatine reste sous forme d'un réseau mou, dans les mailles duquel le sel terreux était comme emprisonné. Les os servent à l'extraction du phosphore.

OSCILLATION Mouvement d'un corps pesant, attaché à un point fixe autour duquel il décrit un arc de cercle. Tel est le mouvement du pendule (Voyez PENDULE). Les oscillations d'un corps suspendu et se mouvant librement sont isochrones. Voyez ISOCRONE.

OSMIUM. (De ὀσμῆ, odeur.) Corps simple qui se présente sous la forme d'une poudre noire qui, par le frottement, prend un aspect métallique d'un gris bleuâtre. On l'obtient en masses compactes, malléables et un peu ductiles, lorsqu'on réduit l'acide osmique au moyen de l'hydrogène. Le poids spécifique de l'osmium est environ 10. Chauffé à l'abri du contact de l'air, il est complètement infusible et fixe.

L'osmium est inaltérable à l'air et dans l'eau, à la température ordinaire. Chauffé au rouge, et au contact de l'air ou de l'oxygène, il se volatilise après s'être transformé en acide osmique, caractérisé par son odeur forte et piquante. L'osmium a pour dissolvant l'eau régale, ou plutôt l'acide azotique fumant. La dissolution, d'abord verte, finit par devenir d'un jaune rougeâtre. Chauffé avec un mélange de potasse et de nitre, l'osmium donne naissance à de l'acide osmique, dont une partie se volatilise, tandis que l'autre reste combinée avec l'alcali. Le soufre, le phosphore, l'arsenic et le chlore peuvent se combiner directement avec l'osmium; l'action est souvent accompagnée de lumière.

L'osmium se rencontre dans le minerai de

platine. Il existe le plus souvent allié avec l'iridium (*osmiure d'iridium*). Le minerai d'osmium et d'iridium est réduit en poudre et calciné avec du nitre dans une cornue de porcelaine. Une partie de l'osmium se volatilise à l'état d'acide osmique, et arrive dans un récipient contenant de l'ammoniaque. Le résidu de la cornue est une combinaison de potasse avec les oxydes d'osmium et d'iridium. On dissout ce résidu dans l'eau, et on distille la dissolution avec de l'acide azotique et le gaz nitreux; il reste dans la cornue de l'oxyde d'iridium, à peine soluble dans l'acide azotique.

L'osmium a été découvert en 1803, par Tennant, dans un minerai de platine. Formule : Ir^{12}, Os^{24}

Composés oxygénés. On connaît au moins quatre degrés d'oxydation de l'osmium : 1° le protoxyde (*oxydule*). À l'état sec il est noir, et d'un noir verdâtre quand il est hydraté. Il forme, avec les acides, des sels solubles, d'un vert foncé. On l'obtient en précipitant par la potasse le chlorosulfate de potassium, ou chlorure double de potassium et d'osmium.

Composition Ir^{12}, Os^{24}

Os,
100
O,

$\frac{1342,624}{100} = OsO = 1$ équiv. de protoxyde d'osmium.

2° Le deutoxyde (*sesquioxyle*) n'existe qu'en combinaison avec l'ammoniaque. Il se présente sous la forme d'une poudre d'un brun foncé. Il forme, avec plusieurs acides, des espèces de combinaisons incristallisables, solubles dans l'eau. L'azotate d'ammoniaque et d'osmium brûle comme une fusée, en lançant au loin des parcelles d'osmium. On obtient le deutoxyde d'osmium en versant de l'ammoniaque en excès dans une dissolution aqueuse d'acide osmique. On expose ensuite le mélange, dans un flacon à demi bouché, à une température de 40° à 60°; enfin, après avoir évaporé à sec, on lave le résidu avec de l'eau; le deutoxyde d'osmium reste, parce qu'il est insoluble. Sa formule paraît être : Os^2O^3 .

3° Le tritoxyle (*oxyde osmique, oxyde*) est pulvérulent et noir à l'état anhydre, d'un brun foncé à l'état d'hydrate. Par la chaleur il perd toute son eau sans perdre son oxygène. De tous les acides, l'acide chlorhydrique seul en dissout une petite quantité. On obtient le tritoxyle d'osmium en traitant le deutochlorosulfate de potassium par le carbonate de potasse. Sa formule est Os^3O^4 .

4° Le peroxyde (*acide osmique*) est caractérisé par son odeur, qui est si forte et si pénétrante qu'elle fait perdre, pour quelques instants, l'usage de l'odorat. Cette odeur rappelle celle du raifort ou du chlorure de soufre. L'acide osmique est plus fusible que la cire, et très-volatil. Il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. Dissous dans l'alcool ou dans l'éther, il se réduit au bout de plusieurs heures, et l'osmium ne tarde pas à se déposer à l'état métallique. Beaucoup de substances organiques réduisent l'acide osmique,

même à la température ordinaire. L'acide osmique tache la peau en noir. Brûlé avec de l'alcool, il se réduit, en communiquant beaucoup d'éclat à la flamme de l'alcool. La noix de galle communique à la dissolution aqueuse de l'acide osmique une belle couleur bleue, après l'avoir fait passer par la couleur pourpre. Cette liqueur bleue, mêlée avec de la gomme, peut servir d'encre indélébile, que les acides forts font passer au vert. Le zinc, en réduisant l'acide osmique, fait passer la liqueur par les nuances de rose et de vert. L'acide osmique se combine avec les bases, et particulièrement avec les bases alcalines, pour former des *osmiates*, plus faciles encore à décomposer que les carbonates. L'acide osmique est un acide très-faible, il ne rougit pas la teinture de tournesol, et ne déplace pas même l'acide carbonique. Formule : $Os O_3$.

Pour l'obtenir pur, on fait arriver de l'oxygène sur de l'osmium métallique chauffé dans une boule de verre. L'acide osmique se dépose en partie dans le tube adapté à la boule, et on reçoit le reste dans une dissolution alcaline.

Chlorures. En faisant arriver un courant de chlore sec sur de l'osmium réduit en poudre fine, on obtient deux chlorures qui se volatilisent et se condensent, sous forme d'aiguilles, à des distances différentes du foyer. Le moins volatil est d'un vert foncé, c'est le *protochlorure*; le plus volatil est rouge, c'est le *perchlorure*.

1^o Le *protochlorure* se dissout dans l'eau, qu'il colore en vert. La dissolution, exposée à l'air, devient de plus en plus foncée. Le *protochlorure* se décompose en acide chlorhydrique, en acide osmique et en osmium, qui forme un léger dépôt floconneux bleuâtre.

2^o Le *perchlorure* (*acide chlorosmique*), dissous dans l'eau, se colore en jaune de citron, en vert clair et en vert foncé, suivant la quantité d'eau qu'on y ajoute.

Ces deux chlorures peuvent se combiner avec d'autres chlorures, et notamment avec les chlorures alcalins, pour former des *chlorosels*, dans lesquels les chlorures d'osmium jouent le rôle d'acides.

La plupart des sels d'osmium sont susceptibles de cristalliser. Ils sont, en général, assez stables.

Frémy a publié sur ces sels les travaux les plus récents, dont voici le résumé.

Il existait dans la série d'oxydation de l'osmium une lacune évidente; M. Berzelius avait admis l'existence d'un chlorure représenté par la formule $Os Cl^3$; mais l'oxyde, correspondant à ce chlorure, n'avait pas encore été produit. Les expériences de M. Frémy prouvent que le composé $Os O^3$ est un acide qui peut se combiner avec les bases, et former des sels cristallisés. Les *osmites* se préparent d'une manière générale, en desoxydant les *osmiates*. C'est ainsi que lorsqu'on verse dans une dissolution d'*osmiate* de potasse quelques gouttes d'alcool la liqueur s'échauffe, dégage de

l'aldéhyde, se colore en rose, et laisse bientôt déposer un précipité cristallin d'*osmite* de potasse. Comme ce sel est insoluble dans l'eau alcoolisée, la liqueur se décolore complètement et ne retient plus d'osmium en dissolution. Si un *osmiate* est mis en contact avec un corps qui peut absorber lentement l'oxygène, les cristaux d'*osmite* qui se déposent deviennent alors volumineux; ainsi, lorsqu'on mélange de l'*osmiate* de potasse avec un azotite, on peut obtenir de beaux cristaux d'*osmite* de potasse sous forme d'octaèdres. Dans cette expérience, l'azotite absorbe une partie de l'oxygène de l'acide osmique, et se transforme en azotate. On peut encore préparer les *osmites* solubles en traitant un *osmitalcalin* par du deutoxyde d'osmium, qui se dissout immédiatement. La préparation de ces nouveaux sels ne présente donc aucune difficulté. Il résulte de l'analyse des *osmites* cristallisés, que l'acide osmique doit être représenté par la formule $Os O^3$; mais il a été impossible jusqu'à présent d'obtenir cet acide à l'état isolé.

Les *osmites* traités par un acide faible, même par l'acide carbonique, sont immédiatement décomposés, et produisent de l'acide osmique et du deutoxyde d'osmium hydraté. Ainsi l'acide osmique, semblable à d'autres acides, n'existe qu'en combinaison avec les bases. L'*osmite* de potasse doit être considéré comme un des composés les plus intéressants de l'osmium. Sa production si facile peut servir à déterminer la quantité d'acide osmique contenue dans une liqueur. On sature cette liqueur par de la potasse, et on la précipite au moyen de quelques gouttes d'alcool; l'*osmite* est lavé à l'eau alcoolisée, et desséché dans le vide. Son poids fait connaître la proportion d'acide osmique que la liqueur contenait. L'*osmite* de potasse est rose; il est soluble dans l'eau et complètement insoluble dans l'alcool et l'éther: il cristallise en octaèdres. Cette cristallisation ne peut pas être obtenue par les procédés ordinaires. L'*osmite* de potasse se décompose, en effet, rapidement dans l'eau pure. Pour préparer ce sel cristallisé, on doit mettre de l'*osmiate* de potasse très-alcalin en contact avec de l'azotite de potasse. Dans ce cas, l'*osmite* de potasse se forme lentement, et cristallise en gros octaèdres. L'excès de potasse lui donne de la fixité et facilite sa cristallisation.

L'*osmite* de potasse est soluble dans l'eau froide, mais se décompose, dans ce cas, très-facilement en *osmiate* de potasse et en deutoxyde d'osmium; la décomposition est presque instantanée lorsqu'on porte la liqueur à l'ébullition. Une dissolution d'*osmite* de potasse exposée à l'air absorbe l'oxygène, et se transforme complètement en *osmiate*. Les matières organiques réduisent avec rapidité l'*osmite* de potasse. L'action que la chaleur exerce sur l'*osmite* de potasse a été examinée dans des circonstances différentes. Lorsqu'on chauffe de l'*osmite* de potasse dans un cou-

rant d'azote pur, ce sel perd son eau de cristallisation, et devient anhydre. Il n'a pas éprouvé de décomposition, car il peut se dissoudre dans l'eau et reproduire le sel primitif. Si on le calcine à l'air ou dans un courant d'oxygène, il se transforme en osmiatè, qui, en fondant, préserve une certaine quantité de sel de l'action oxygénante. L'osmitè soumis à l'influence de la chaleur dans un courant d'oxygène est complètement décomposé; il se forme, dans ce cas, de l'eau, de l'hydrate de potasse et de l'osmium métallique.

L'analyse de l'osmiatè de potasse démontre que le sel anhydre a pour formule : $Os O_3$, KO, et qu'il peut cristalliser avec deux équivalents d'eau.

Lorsqu'on fait passer dans une dissolution d'osmitè de potasse un courant d'hydrogène sulfuré, le sel est complètement décomposé; il se forme un précipité noir de sulfure d'osmium hydraté, et la liqueur retient en dissolution du polysulfure de potassium. La production de ce polysulfure indique déjà que le sulfure qui se précipite ne correspond pas à l'acide osmique. Ce sulfure a pour formule $Os S_2$, 3 HO.

Le chlorure d'osmium, que M. Berzelius a obtenu en combinaison avec le sel ammoniac, et qui correspond à l'acide osmiteux, n'a pas été isolé jusqu'à présent. Ce chlorure ne se forme pas lorsqu'on traite l'osmitè de potasse par de l'acide chlorhydrique; il se dégage, dans ce cas, de l'acide osmique, et il reste, dans la liqueur, un bichlorure d'osmium. Tous les acides décomposent l'osmitè de potasse, produisant de l'acide osmique et un dépôt de deutoxyde d'osmium, qui se dissout dans un excès d'acide. L'acide sulfureux agit d'une manière particulière sur l'osmitè de potasse; il dégage d'abord, comme les autres acides, des vapeurs d'acide osmique, et forme rapidement un précipité d'un beau bleu indigo. Ce corps, signalé par M. Berzelius, et qui paraît être le produit final de l'action de l'acide sulfureux sur tous les composés de l'osmium, est une véritable base qui se dissout dans les acides, et produit des sels colorés en bleu.

Lorsqu'on verse de l'ammoniaque dans une dissolution d'osmitè de potasse, la liqueur perd immédiatement sa couleur rose, et les réactifs démontrent que l'osmitè a été décomposé. Si la liqueur est soumise à l'action de la chaleur, elle brunit, l'azote se dégage en abondance, et l'oxyde d'osmium ammoniacal se dépose. Lorsqu'on fait réagir à froid de l'ammoniaque sur de l'osmitè de potasse, il se forme un composé intéressant, qui a pour formule $Os O_2$, Az H₂. Ce corps, auquel M. Frémy donne le nom d'*osmiamide*, est difficile à préparer à l'état isolé, mais il s'obtient aisément en combinaison avec d'autres corps. C'est ainsi qu'en traitant de l'osmitè de potasse par une dissolution de sel ammoniac, on obtient immédiatement un précipité d'un jaune citron, complètement insoluble dans

l'excès de sel ammoniacal. Ce corps, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, ne présente aucun des caractères des osmites, mais se transforme en osinite par la potasse concentrée. Les acides ne le décomposent que sous l'influence de la chaleur. Lorsqu'on le chauffe dans un courant d'hydrogène, il se produit de l'eau, de l'ammoniaque, du chlorhydrate d'ammoniaque et de l'osmium pur. Ce composé a pour formule $Os O_2$, Az H₂ + Az H₃, HCl.

En se fondant sur les réactions de l'osmitè de potasse, M. Frémy a trouvé un nouveau procédé de préparation de l'osmium. Il sature d'abord l'acide osmique par la potasse, et transforme le sel en osmitè au moyen de l'alcool. L'osmitè de potasse est précipité par le sel ammoniac; et le sel jaune calciné, dans un courant d'hydrogène, donne de l'osmium parfaitement pur, qui possède l'éclat métallique. (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, année 1841).

OURSE. Une des quarante-huit constellations, établies par Ptolémée. Elle servait, avant la découverte de la boussole, à guider le navigateur. On distingue la grande et la petite Ourse. La *grande Ourse*, située près du pôle nord, demeure, ainsi que la *petite Ourse*, toujours au-dessus de notre horizon.

OXALATES. Voyez OXALIQUE (Acide).

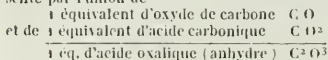
OXALIQUE (Acide). C'est un des acides organiques les plus puissants. Il cristallise en prismes quadrilatères, obliques et transparents. Sa densité est 1,30. Il est inodore, et d'une saveur acide très-prononcée. Pris intérieurement, il agit comme un poison corrosif très-énergique.

L'acide oxalique existe dans les trois règnes de la nature. Il constitue, combiné avec l'oxyde de fer, un minéral qui porte le nom d'*humboldtite*. Il existe dans plusieurs espèces d'*oxalis*, de *rumex*, de *cicer*, de *salsola*. Il y existe en général à l'état d'oxalate acide de potasse. Les lichens qui croissent sur des roches calcaires contiennent environ deux tiers de leur poids d'oxalate de chaux. L'acide oxalique se trouve encore, à l'état d'oxalate de chaux, dans les calculs urinaires appelés calculs muraux, qui, en raison de leurs aspérités, occasionnent de vives douleurs dans la vessie. Enfin, l'acide oxalique se produit, dans beaucoup de circonstances, par l'action oxygénante de l'acide nitrique sur les substances organiques, et particulièrement par l'action de cet acide sur le sucre ou l'amidon.

Le procédé le plus facile de préparer l'acide oxalique consiste à chauffer 1 partie de sucre ou d'amidon avec 3 parties d'acide nitrique de 1,42, étendues de 10 p. d'eau. On sèche les cristaux en les pressant entre des doubles de papier joseph, et on les purifie par des cristallisations répétées. Ainsi cristallisé, l'acide oxalique renferme 3 équivalents d'eau, dont deux s'en vont par l'application de la chaleur. L'acide a un seul équivalent d'eau (acide mo-

nohydraté) se décompose, à 133°, en oxyde de carbone, acide carbonique et acide formique, sans laisser de résidu.

L'acide oxalique est le meilleur réactif des sels de chaux, qu'il précipite en blanc, l'oxalate de chaux étant complètement insoluble. Chauffé à 200° avec l'acide sulfurique concentré, il se décompose en volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone. L'acide sulfurique provoque cette décomposition en enlevant à l'acide oxalique l'eau, sans laquelle les éléments de ce dernier ne peuvent se maintenir en combinaison. Cette circonstance offre en même temps le meilleur moyen d'analyse; car on trouve ainsi que l'acide oxalique anhydre, qui n'existe pas isolé, peut être représenté par l'union de



L'acide oxalique cristallisé ordinaire a pour formule: $C^2 O^3 + 5 H O$. Il forme des sels (*oxalates*), dont les uns sont solubles et les autres insolubles. Dans les oxalates neutres, l'oxygène de la base est à l'oxygène de l'acide comme 1 : 5, absolument comme pour les sulfates neutres. Les oxalates alcalins, soumis à l'action de la chaleur, donnent de l'oxyde de carbone qui se dégage, et un résidu de carbonate fixe. Chauffés avec l'acide sulfurique, ils se décomposent en acide carbonique et en oxyde de carbone, sans se noircir. Les oxalates acides contiennent deux (*bioxalates*) ou quatre fois (*quadroxalates*) autant d'acide que les oxalates neutres.

L'oxalate neutre de potasse cristallise en prismes à six pans inégaux, terminés par des sommets dièdres obliques. Ces cristaux sont incolores, et perdent 9,7 pour cent d'eau à 160°. Ils sont solubles dans 5 parties d'eau.

Le bioxalate de potasse est plus ordinairement connu sous le nom de sel d'oseille. Il cristallise en prismes rhomboïdaux obliques transparents; il se dissout dans 10 parties d'eau froide et dans 6 parties d'eau chaude. On l'obtient en clarifiant le suc d'oseille (*Oxalis acetosella*) avec du blanc d'œuf, et en l'évaporant jusqu'à cristallisation. On le purifie par des cristallisations répétées. Ce sel est souvent employé pour faire disparaître des taches d'encre. Formule: $C^2 O^3, KO + 5 HO$.

Le quadroxalate de potasse cristallise en octaèdres obliques, dont deux angles sont tronqués. Il contient 7 équivalents d'eau, dont 4 s'en vont à 123°. Pour être pur, il ne doit, étant soumis à la chaleur, ni noircir ni répandre aucune odeur empyreumatique. On le prépare en faisant cristalliser une solution de bioxalate de potasse dans l'acide chlorhydrique.

L'oxalate neutre d'ammoniaque cristallise en longs prismes incolores, dont la forme primitive est le prisme droit rhomboïdal. C'est le meilleur réactif des sels de chaux. Il contient 1 équivalent d'eau de cristallisation.

Parmi les sels que l'acide oxalique forme

avec les bases, on cite encore l'oxalate d'argent anhydre; l'oxalate de chaux à 2 équivalents d'eau, l'oxalate de chrome et de potasse à 6 équivalents d'eau, et l'oxalate de soude.

OXALOVINIQUE (Acide). Synonyme: *Bioxalate d'oxyde d'éthyle*. Liquide très-acide, découvert par M. Mitscherlich. Il s'obtient en traitant une solution alcoolique d'oxalate double d'oxyde d'éthyle et de potasse, par l'acide hydrofluosilicique. Il se décompose, par l'évaporation, en alcool et en acide oxalique.

OXALURIQUE (Acide). Corps blanc, pulvérisant, d'une saveur très-acide, et rougissant la teinture de tournesol. Il est soluble dans l'eau; sa solution aqueuse se décompose, par l'ébullition, en acide oxalique et en oxalate d'urée. Cet acide s'obtient en traitant une solution saturée et bouillante d'oxalurate d'ammoniaque (préparé en saturant par l'ammoniaque une solution d'acide urique dans l'acide nitrique) par de l'acide sulfurique, et en refroidissant rapidement le liquide: l'acide oxalurique se dépose sous la forme d'une poudre blanche cristalline. Il a été découvert par MM. Liebig et Wöhler, qui lui ont assigné la formule: $C^5 N^4 H^6 O^7 + HO$.

OXALYLE. Berzelius donne ce nom au radical hypothétique de l'acide oxalique, et le représente par la formule $C^2 O^2$.

OXAMETHANE. (Synonymes: *Éthéroxamide*; *Oxalate d'éthyle* et *d'oxamide*.) Produit cristallin (cristaux feuilletés), d'un aspect gras, fusible à 100°, et distillant à 220° sans s'altérer. Soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est de réaction neutre, et se représente par la formule: $C^6 H^{14} N^2 O^8$.

On prépare l'oxaméthane en ajoutant à une solution d'éther oxalique dans l'alcool, par petites portions, de l'alcool saturé de gaz ammoniac, jusqu'à ce qu'il se sépare une poudre blanche.

OXAMÉTHYLENE. (Synonyme: *Oxalate d'oxyde de méthyle* et *d'oxamide*.) Produit solide, blanc, obtenu en faisant arriver un courant de gaz ammoniac sec sur de l'oxalate d'oxyde de méthyle, maintenu en fusion à l'aide d'une douce chaleur.

OXAMIDE. Poudre cristalline, d'un blanc éclatant, insipide, inodore et très-peu soluble. Chauffée avec les alcalis ou les acides, elle se décompose, avec le concours de 1 équivalent d'eau, en acide oxalique et en ammoniaque. Soumise à la distillation sèche, elle donne de l'eau, de l'oxyde de carbone, de l'acide cyanhydrique, de l'acide cyanique et d'ammoniaque. L'oxamide se prépare en chauffant, dans une cornue, de l'oxalate d'ammoniaque; elle se trouve dans le récipient sous forme de flocons blancs tenus en suspension dans une liqueur de carbonate d'ammoniaque. Formule: $C^2 O^2, N^2 H^4$ (Dumas).

Ce corps a été découvert par M. Dumas, qui le considère comme le type d'une série de combinaisons particulières, appelées *Amides*.

OXYACANTHINE. Matière résinoïde, amère, obtenue en précipitant par le carbonate de soude une solution d'extrait alcoolique d'épine-vinette (*Berberis vulgaris*). Elle forme avec les acides des sels cristallisables, amers, et précipitables par le tannin.

OXYCARBURE DE POTASSIUM. *Voyez* RHODIACIQUE (Acide).

OXYCHLORURE DE CARBONE. *Voyez* CHLOROXYCARBONIQUE (Acide).

OXYDE CYSTIQUE. *Voyez* CYSTINE.

OXYDES (*oxybases*). On donne ce nom aux combinaisons de l'oxygène avec un autre corps simple (*Voyez* NOMENCLATURE). Ces combinaisons peuvent être ou *acides*, *basiques*, ou *indifférentes*. C'est à tort qu'on a dit que toute base est un oxyde, et tout sel la combinaison d'un acide (oxacide) avec une oxybase; car le soufre, le chlore, le brome, etc., ont sous ce rapport la même propriété que l'oxygène: ils forment des composés, soit acides, soit basiques, soit indifférents. Tous les sulfures ne sont pas des sulfures indifférents; il y en a qui jouent le rôle d'acide (*sulfacides*) vis-à-vis d'autres sulfures qui jouent le rôle de base (*sulfobases*), et c'est de leur combinaison que résultent les *sulfosels* (sulfures doubles).

Plus la quantité d'oxygène augmente dans un oxyde basique, plus celui-ci tend à devenir acide. Exemples: Le protoxyde de manganèse, en devenant peroxyde, perd sa propriété de base; et en se combinant avec une plus forte proportion d'oxygène, il donne naissance à des acides (acides manganique et permanganique). Les oxydes d'antimoine, de chrome, d'uran, d'étain, sont dans le même cas. Les oxydes les plus oxygénés sont presque toujours acides, tandis que les moins oxygénés sont généralement basiques. Ce que nous disons de l'oxygène est également applicable au soufre, au sélénium, au chlore, etc.

Il est impossible de donner des caractères bien généraux sur les oxydes. Les alcalis, qu'on croyait autrefois des corps simples, sont des oxydes très-solubles; les oxydes métalliques, que les anciens appelaient *chaux*, sont solides, et généralement insolubles dans l'eau; aussi les obtient-on en grande partie par voie de précipitation.

OXYGÈNE. (De ὀξύς, acide, et γίνωμι, je deviens.) Synonymes: *Air vital*; *Gaz nitro-aérien*. L'oxygène est un gaz incolore, inodore, insipide. Un litre de ce gaz, à la température de 0°, et à la pression de 0, m. 76, pèse 1 g. 4318. Sa densité est de 1,1026, celle de l'air étant prise pour unité. Une forte pression (100 atmosphères) et un abaissement de température considérable (−80°) ne l'amènent point à l'état liquide, ni, à plus forte raison, à l'état solide. Comprimé dans le briquet pneumatique, il dégage de la lumière qui, d'après M. Thenard, serait due à un peu de vapeur huileuse provenant de la matière grasse dont le piston du briquet est imprégné. L'oxygène

réfracte faiblement la lumière. Son pouvoir réfringent est 0,921, celui de l'air étant 1 (Dulong). Soumis à l'action de l'électricité, il se rend au pôle électro-positif de la pile; il est donc électro-négatif de sa nature. La chaleur ne fait que le dilater. Sa solubilité dans l'eau n'est pas très-grande; elle est de 0,042; c'est-à-dire que 100 volumes d'eau dissolvent un peu plus de 4 volumes de ce gaz.

L'oxygène est susceptible de se combiner avec tous les corps simples connus. Beaucoup de ces composés sont éminemment stables, et résistent à une température élevée. Les alcalis (potasse, soude, lithine, chaux, baryte, strontiane), les terres (alumine, magnésie, glucyne, zircon), et la plupart des bases (oxydes) métalliques, sont dans ce cas. Combiné avec le carbone, l'hydrogène, l'azote, et, dans quelques cas, avec le soufre et le phosphore, l'oxygène constitue presque tous les corps du règne végétal et du règne animal. La combustion de l'oxygène avec un autre corps peut se faire par voie directe ou par voie indirecte. Ainsi, l'oxygène se combine directement, au moyen de la chaleur, avec le carbone, pour donner naissance à de l'acide carbonique ou à de l'oxyde de carbone; avec l'hydrogène, pour former de l'eau; avec le fer, le plomb, le cuivre, le zinc et beaucoup d'autres métaux, pour donner naissance à des oxydes. L'oxygène se combine indirectement avec le chlore, le brome, l'iode, l'azote, etc., pour former des composés acides ou neutres.

Une allumette éteinte, et présentant un point en ignition, se rallume avec un certain bruit, quand on la plonge dans une cloche remplie d'oxygène. Un fil de fer brûle dans l'oxygène en jetant de vives étincelles. La température qui se produit est si élevée, que l'oxyde de fer, en fondant, pénètre profondément dans la substance du verre. Le phosphore y brûle avec un éclat que l'œil peut à peine supporter. Le soufre y brûle avec une flamme beaucoup plus pâle. Le protoxyde d'azote (gaz hilarant) possède également la propriété de rallumer les corps en ignition. Mais ce dernier asphyxie, tandis que l'oxygène entretient la respiration. Mêlé avec l'hydrogène dans les proportions convenables (pourvu que la proportion ne dépasse pas 1 à 9), l'oxygène forme un mélange explosif, c'est-à-dire un mélange gazeux, qui, au moyen de la chaleur ou de l'électricité, disparaît avec détonation, en donnant naissance à de l'eau. Les carbures d'hydrogène, les vapeurs d'huiles essentielles, d'éthers, etc., mêlés avec de l'oxygène, forment également des mélanges explosifs, à cause de l'hydrogène qui s'y trouve. Enfin, de tous les gaz, l'oxygène est le seul qui, à l'état de pureté, puisse être respiré sans danger pour la vie, et qui soit destiné à entretenir la respiration.

L'oxygène a été pris pour unité dans l'évaluation des équivalents ou des poids atomiques (*Voy.* ÉQUIVALENTS).

On rencontre l'oxygène à l'état de liberté ou de mélange, et à l'état de combinaison. Dans le premier état, il existe dans l'air, où il est congénère de l'azote (21 vol. d'oxyg. + 79 vol. d'azote sur 100 vol. d'air). Les végétaux fournissent une grande quantité d'oxygène, en décomposant, sous l'influence de la lumière, le gaz acide carbonique. L'air dissous dans l'eau est plus riche en oxygène que l'air atmosphérique. A l'état de combinaison, l'oxygène se trouve le plus universellement répandu. Presque tous les corps en contiennent. L'eau est une combinaison d'oxygène et d'hydrogène. Les oxydes des métaux (rouilles, chaux des métaux) sont des combinaisons d'oxygène avec un métal. Les acides du phosphore, du soufre, du carbone, contiennent de l'oxygène en différentes proportions. Enfin, toutes les substances végétales et animales contiennent de l'oxygène à l'état de combinaison.

L'oxygène s'obtient le plus communément par voie sèche, c'est-à-dire par l'application de la chaleur à un corps riche en oxygène, et qui cède ce gaz en peu de temps et à peu de frais. Les corps suivants sont les plus propres à l'extraction de l'oxygène :

1° *Chlorate de potasse.* Ce sel contient presque le tiers de son poids d'oxygène. Pour retirer l'oxygène du chlorate de potasse, il suffit de chauffer ce sel dans une cornue de verre. Vers 500° environ, le chlorate de potasse entre en fusion; vers 530, il présente une effervescence notable; des bulles nombreuses se soulèvent et se dégagent; c'est alors que la décomposition du sel a lieu, et qu'on peut recueillir l'oxygène au moyen d'un tube de verre recourbé, dont une extrémité s'adapte exactement à la cornue, tandis que l'autre extrémité se rend sous une cloche ou éprouvette remplie d'eau ou de mercure, placée elle-même sur une cuve d'eau ou de mercure. Il reste dans la cornue un mélange de perchlorate de potasse et de chlorure de potassium. Pour retirer l'oxygène du perchlorate, il faut élever la température jusqu'à 300° au moins, car l'acide perchlorique (ClO_7) est bien plus stable que l'acide chlorique (ClO_5), qui, sous l'influence de la chaleur, se décompose partiellement en chlorure et en acide perchlorique. En chauffant davantage (au delà de 300°), non-seulement tout l'oxygène de l'acide perchlorique lui-même se dégage, mais encore tout l'oxygène de la potasse. de sorte qu'il ne reste plus dans la cornue que du chlorure de potassium.

2° *Peroxyde de manganèse.* (MnO_2). Ce corps est noir, pulvérulent, et semblable à du noir de fumée; il se compose de deux équivalents d'oxygène (O_2) et d'un équivalent de manganèse (Mn). En le chauffant dans une cornue de grès, à laquelle s'adapte un tube recourbé, comme dans l'expérience précédente, on obtient de l'oxygène, qui se dégage dans l'éprouvette; et il reste dans la cornue un composé de deux équivalents de protoxyde et d'un équivalent de peroxyde de manganèse

($2\text{MnO} + \text{MnO}_2$). Le manganèse ne cède donc point, par la chaleur seule, tout son oxygène, puisque tout le peroxyde n'est pas même ramené à l'état de protoxyde.

3° *Peroxyde de manganèse* (MnO_2) *mêlé avec moitié de son poids d'acide sulfurique concentré.* On chauffe le tout dans une cornue de grès ou de verre lutée, et placée sur un simple fourneau ou sur un fourneau à réverbère. Par ce procédé, en maintenant la température à un degré convenable, tout le peroxyde (MnO_2) est ramené à l'état de protoxyde de manganèse (MnO), et il reste dans la cornue du sulfate de manganèse ($\text{MnO} + \text{SO}_3$.)

4° *Le peroxyde rouge de mercure* laisse, à 430°, dégager tout l'oxygène qu'il contient.

5° *Le minium, le nitrate de potasse*, etc., donnent également de l'oxygène sous l'influence de la chaleur; mais cet oxygène est impur.

6° Des plantes fraîches et vivantes, placées dans une atmosphère d'acide carbonique, sous une éprouvette, et exposées à la lumière du soleil, fournissent de l'oxygène, pourvu que l'expérience ne se fasse pas sur du mercure.

L'oxygène est le seul gaz qui entretienne la respiration des animaux. Il entretient de même la combustion; c'est lui qui fait que la bougie brûle, et que le bois de la cheminée nous procure la flamme qui nous chauffe. L'oxygène joue un des rôles les plus importants dans les phénomènes chimiques qui se passent, soit en petit dans nos laboratoires, soit en grand à la surface et dans l'intérieur même du globe.

L'oxygène fut découvert en 1774, presque simultanément par Lavoisier en France, par Scheele en Suède, et par Priestley en Angleterre.

OZOKÉRITE. (*Cire fossile*). Produit naturel qui se rencontre en Moldavie, près de Slawiek, sous un banc de schiste bitumineux, et formant des masses de 80 à 100 livres. Il a été analysé par MM. Magnus, Schroeder et Malaguti, qui l'ont trouvé composé de carbone 82,75, et d'hydrogène 13,7.

OZONE. (De $\zeta\zeta\gamma$, odeur.) Ce nom a été donné par M. Schoenbein à un corps particulier, sur la nature duquel les chimistes ne sont pas encore d'accord. Suivant les uns, c'est de l'azote dans un état particulier, ou peut-être même un élément de l'azote, qui devrait être alors regardé comme un corps composé; suivant les autres, l'ozone est un peroxyde d'hydrogène différent de celui découvert par M. Theuard. L'odeur de phosphore que présente l'oxygène obtenu par la décomposition de l'eau, en se servant de fils de platine ou d'or (comme dans la pile de Grove), serait, selon M. Schoenbein, due au corps particulier qu'il a appelé ozone. L'oxygène perd cette odeur au contact du zinc, du fer, de l'étain, du plomb, de l'arsenic, etc., parce que l'ozone se combinerait avec ces corps. Quoi qu'il en soit, on n'a pas encore dit le dernier mot sur l'ozone, qui paraît se produire dans beaucoup d'autres circonstances.

P

PALIN. Voyez PANIFICATION.

PALANT. Moufle ou assemblage de poulies, dont les unes sont fixes, les autres mobiles.

PALLADIUM. Ce nom dérive du nom de la planète Pallas. Le palladium est un corps simple ayant presque l'éclat et la couleur de l'argent, et partage avec le platine un grand nombre de propriétés. Il est malléable et très-ductile. Il se laisse plus facilement travailler que le platine. Il est presque moitié moins dense que le platine; son poids spécifique est 11,5, et 11,8 lorsqu'il a été laminé. Il ne fond point à la chaleur de nos fourneaux; seulement il s'agglutine de manière à se laisser souder sur lui-même. Il fond à la flamme du chalumeau, en lançant des étincelles d'un très-vif éclat.

Le palladium spongieux, obtenu par la calcination du cyanure, se comporte comme le platine spongieux, en contact avec un mélange d'hydrogène et d'oxygène; seulement il devient moins promptement incandescent que le platine. Il est inaltérable dans l'eau et dans l'air: cette propriété, jointe à une grande malléabilité et à beaucoup de ductilité, pourra rendre ce métal précieux dans une foule d'usages. A une température élevée, le palladium devient d'un bleu grisâtre. L'eau régale est le véritable dissolvant du palladium. L'acide azotique concentré le dissout également, et même à froid. Ce qu'il y a de remarquable, c'est qu'il ne se dégage aucun gaz; et pourtant le métal s'oxyde à mesure qu'il se combine avec l'acide azotique. Ce n'est qu'en chauffant qu'on dégage du gaz nitreux. L'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique l'attaquent sensiblement à froid. Traité par le sulfate acide de potasse, le palladium donne naissance à un sulfate double, soluble dans l'eau. Le soufre, le phosphore et l'arsenic se combinent directement avec le palladium. Le chlore gazeux l'attaque, la teinture d'iode le noircit, ce qui le distingue, sous ce rapport, du platine, qui n'est point noirci dans cette circonstance. Le palladium a une grande affinité pour le cyanogène. Il s'allie très-bien avec les métaux, et particulièrement avec le mercure.

De tous les métaux, le palladium et l'iridium ont le plus d'affinité pour le carbone; car, en exposant ces métaux à la flamme de l'alcool, ils se recouvrent d'une épaisse couche de carbone, avec lequel ils se combinent en proportions mal définies.

Le palladium se rencontre, dans la nature, dans les minerais de platine, qui contiennent en outre le rhodium, l'iridium et l'osmium. Wollaston a trouvé, dans un minerai du Brésil, des grains en forme de paillettes métalliques à texture rayonnée, composées de palladium uni à une petite quantité de platine et de rhodium. Formule du palladium: 663,699.

Les sables aurifères du Brésil, importés depuis quelques années en Europe, renferment de 3 à 6 pour cent de palladium. C'est de là qu'on extrait le palladium avec le plus d'avantage (J. Coek, *Memoirs of the chemical Society*, année 1845). L'affinage s'opère de la manière suivante: On fait fondre 7 livres d'or avec autant d'argent, et une certaine quantité de nitrate de potasse, afin d'éliminer d'abord les substances terreuses et métalliques étrangères. La matière est fondue en lingots, et, après le refroidissement, on en sépare les scories, qui contiennent les oxydes métalliques terreux combinés avec la potasse du nitre employé. Ensuite deux de ces lingots sont fondus dans un creuset de graphite, avec une proportion d'argent qui représente quatre fois le poids de l'or de l'alliage; il faut avoir soin de remuer constamment la masse fondue, afin qu'elle devienne bien homogène, et la faire couler dans de l'eau froide, à travers une cuiller de fer percée de trous. C'est sur ces grains d'alliage qu'on opère l'affinage. A cet effet, on soumet 23 livres de cet alliage, dans un vase de porcelaine placé sur un bain de sable, à l'action d'environ 20 livres d'acide nitrique pur, étendu de son poids d'eau. Après que l'acide nitrique a cessé d'agir, le départ de l'or est presque complet. Pour bien enlever les dernières traces d'argent, on traite l'or, pendant deux heures, avec 9 à 10 livres d'acide nitrique concentré. Les nitrates d'argent et de palladium ainsi obtenus sont versés avec précaution dans de grands vases remplis d'une solution de sel marin, afin de précipiter tout l'argent à l'état de chlorure. La liqueur décantée contient le palladium et le cuivre, lesquels sont précipités à l'état d'une poudre noire à l'aide de lames de zinc et d'acide sulfurique. Ce précipité est dissous par l'acide nitrique et la solution est traitée par un excès d'ammoniaque qui redissout les oxydes de palladium et de cuivre, pendant que les oxydes de fer, de plomb, etc., restent insolubles. En ajoutant à la solution ammoniacale de l'acide chlorhydrique en excès, on obtient un précipité jaune abondant de chlorure de palladium ammoniacal. Celui-ci, après avoir été lavé à l'eau froide, donne, par la calcination, le palladium pur. Les eaux-mères renferment tout le cuivre et des traces de palladium; elles sont précipitées par des lames de fer.

Le palladium a été découvert en 1803, par Wollaston. L'histoire de la découverte de ce métal présente quelques incidents curieux qu'il n'est pas sans intérêt de rapporter ici. Au mois d'avril 1803, on distribuait dans les rues de Londres un prospectus anonyme, annonçant qu'un nouveau métal appelé *palladium* se vendait chez M. Forster. Cette manière insolite d'apprendre au monde savant une découverte aussi importante parut suspecte à un chimiste

alors célèbre, nommé Chenevix. Dans l'intention de dévoiler l'imposture dont une semblable annonce lui semblait avoir le caractère, celui-ci entreprit une série d'expériences qui l'amènèrent à conclure que le palladium n'est qu'un composé de platine et de mercure. Quelques mois après, l'auteur inconnu de la découverte publia une lettre dans laquelle, après avoir contesté l'exactitude des expériences de Chenevix, il affirmait que le palladium ne pouvait être artificiellement produit, et offrit vingt guinées à qui en pourrait faire seulement vingt grains (1 gr. 662) soit par la méthode de Chenevix, soit par tout autre procédé. La somme fut, en effet, déposée; mais personne ne se présenta pour réclamer la récompense. Les chimistes de France et d'Allemagne prirent bientôt part à ces débats. Fourcroy, Vauquelin, Rose, Richter, Trommsdorff, Klaproth, répétèrent les expériences de Chenevix, et reconurent, à l'unanimité, que le nouveau métal n'est pas un amalgame de platine. Chenevix continua néanmoins à persister dans sa première opinion. Enfin, en 1803, deux ans après l'apparition du fameux prospectus qui avait annoncé la découverte du nouveau métal, le docteur Wollaston lut à la Société royale de Londres un mémoire dans lequel il exposa toutes les propriétés caractéristiques du palladium, ainsi que le moyen de le retirer du platine brut. En justifiant la conduite de l'auteur inconnu de la découverte, il termina par avouer qu'il était lui-même cet auteur anonyme; qu'il avait cru devoir agir ainsi, afin de se réserver le loisir d'examiner et d'expliquer tous les phénomènes avant de se hasarder d'en publier l'exposé sous son propre nom.

Composés oxygénés. On connaît deux degrés d'oxydation du palladium : 1° Le *protoxyde* (oxydule), obtenu par la calcination ménagée de l'azotate, est sous forme de poudre noirâtre, semblable au peroxyde de manganèse. L'*hydrate de protoxyde*, obtenu par voie de précipitation, est d'un brun foncé. Il abandonne son eau par la chaleur. Insoluble dans les alcalis, il se dissout dans tous les acides à chaud ou à froid.

La quantité de palladium se combinant avec 100 d'oxygène, est 663,477 (Pd)

$$100 \quad (\text{O})$$

$$763,477 = \text{Pd O} = 1 \text{ éq. de protoxyde de palladium.}$$

2° Le *peroxyde*, obtenu en traitant par la potasse une dissolution de perchlorure de palladium, est d'une couleur jaune sale. En le faisant bouillir avec de l'eau, il devient noir, et paraît se transformer en oxyde anhydre. Exposé à une certaine température, il perd toute son eau et une partie de son oxygène : il se transforme en protoxyde. On ne connaît donc pas le peroxyde anhydre pur. Il joue le rôle d'un acide vis-à-vis les alcalis (*acide palladique*).

D'après la composition du perchlorure, il est très-probable que celle du peroxyde est :

$$663,899 \quad (\text{Pd})$$

$$200 \quad (\text{O}^2)$$

$$863,899 = \text{PdO}^2.$$

Il existe deux sulfures de palladium correspondant aux deux oxydes. Ces sulfures sont fusibles, et se réduisent à une haute température. Ils peuvent se combiner avec les sulfures alcalins, et former des *sulfosels*.

Il existe deux chlorures correspondants aux deux oxydes. Ces chlorures sont solubles, et se combinent avec d'autres chlorures pour former des *chlorosels*, en général fusibles et cristallisables.

Alliages. Le palladium produit un phénomène de phosphorescence au moment où il se combine avec des métaux très fusibles, tels que l'étain, le plomb, le bismuth, etc. (Fischer). L'alliage de palladium et de bismuth est cassant, et presque aussi dur que l'acier. Le fer, l'étain et le plomb rendent le palladium cassant. Le mercure s'amalgame très-facilement avec le palladium. Cet amalgame résiste même à la chaleur rouge, et ce n'est qu'à la température blanche que le palladium abandonne tout le mercure. En précipitant le palladium au moyen du mercure en excès, on obtient, par la voie humide, un alliage composé de 0,315 de palladium,

$$0,487 \text{ de mercure.}$$

Sels de palladium. Les combinaisons de protoxyde de palladium avec les acides sont généralement solubles, et colorées en rouge, en jaune ou en vert. Elles sont acides et incristallisables, de sorte qu'on peut leur refuser la dénomination de sel.

1° La potasse ou la soude, et les carbonates de potasse ou de soude, les précipitent en brun foncé; le précipité est soluble dans un excès d'alcali.

2° L'ammoniaque les précipite en blanc rougeâtre. Le précipité est soluble dans un excès de précipitant.

3° L'acide sulfhydrique et les sulfures solubles y forment un précipité noir, insoluble dans un excès de précipitant.

4° L'acide gallique n'y produit pas de trouble.

5° Le cyanure de mercure y donne un précipité abondant, floconneux, d'un jaune clair, soluble dans un grand excès d'acide chlorhydrique.

6° L'acide iodhydrique donne un précipité complet d'iodure de palladium.

7° Le palladium est précipité à l'état métallique par l'acide oxalique et les oxalates, par le protonitrate de mercure, par le phosphore, et par tous les métaux qui réduisent l'argent.

PALMIQUE (Acide). Produit cristallisable en aiguilles blanches soyeuses, fusibles à 30°, solubles dans l'alcool et dans l'éther. Il forme des sels neutres avec les alcalis. On obtient l'acide palmique en concrétant l'huile de ricin au moyen d'un courant de gaz acide sulfureux, et en saponifiant la masse blanche, concrète.

On le prépare plus rapidement par la saponification de la palmine, qui est un composé de glycérine et d'acide palmique.

PALMITINE. (Synonymes : *Palmitate de glycérine*, *Margarine* de MM. Pelouze et Boudet.) Matière cristalline, d'un blanc éclatant, très peu soluble dans l'alcool, très-soluble dans l'éther bouillant. Elle fond à 48°, et donne, par la saponification, l'acide palmitique. On obtient la palmitine en exprimant l'huile de palme dans un linge, et en traitant le résidu par l'alcool bouillant ; la palmitine reste insoluble ; on la fait cristalliser dans l'éther. Formule : $C^{18} H^{33} O_2$ (Stenhouse).

PALMITIQUE (Acide). Corps cristallisable en paillettes brillantes, semblables à celles de l'acide margarine. Il fond à 60°, et se dissout dans les carbonates alcalins en formant des *palmitates neutres*. Le chlore se décompose en donnant naissance à des produits particuliers, dans lesquels l'hydrogène est remplacé par un ou plusieurs équivalents de chlore. On obtient l'acide palmitique en saponifiant par les alcalis caustiques l'huile de palme, et en décomposant le savon par l'acide chlorhydrique. On a ainsi un mélange d'acide oléique et d'acide palmitique, qu'on dissout dans l'alcool bouillant ; celui-ci, par le refroidissement, laisse déposer l'acide palmitique à l'état cristallisé. Formule : $C^{18} H^{31} O_2 + H_2O$. (Frémy).

PANIFICATION. La pâte de farine, rendue homogène par une opération purement mécanique, doit être soumise, avant de subir la cuisson, à une légère fermentation, provoquée à l'aide de la levure de bière. Cette fermentation a pour effet de procurer un pain plus poreux, en même temps que plus savoureux. C'est une fermentation alcoolique, opérée aux dépens d'une certaine quantité d'amidon, et par conséquent accompagnée de la formation d'acide carbonique et d'alcool. C'est ce qui avait fourni à quelques industriels (en Angleterre) l'idée de recueillir, à l'aide d'un serpentín, l'alcool qui pourrait se dégager pendant la cuisson du pain. Mais il paraît que les expériences de ce genre ont complètement échoué. Le gaz acide carbonique, à mesure qu'il se dégage, soulève la pâte et la rend poreuse.

La pâte qui constitue le pain est cuite à des températures très-inégaies. La croûte est produite à une température de 200° à 300°, tandis que la mie, entourée par la croûte d'une couche protectrice, s'est formée à une température de 100° à 120°. Il y a donc à considérer dans la panification l'effet de deux températures bien distinctes. Si l'on ne veut avoir que de la mie, il suffit de chauffer la pâte dans un bain de sable ou d'huile à 100°. La croûte et la mie n'ont pas la même action sur l'économie ; la première est beaucoup plus facile à digérer que la dernière. La croûte renferme plusieurs produits (formés vers 200 à 300°), solubles dans l'eau et d'une digestion facile.

Le pain est assez hygrométrique. Indépendamment de l'eau qu'il retient malgré la cuisson, il en absorbe encore une quantité notable à l'air. Ainsi, le pain blanc de Paris contient, sur 100 parties, 70 d'eau.

le pain de ménage. 48

le pain de munition. 50

PARABANIQUE (Acide). Corps cristallisé en prisme à six pans, minces, incolores et inodores, et d'une saveur analogue à celle de l'acide oxalique. Il est très-soluble dans l'eau. Soumis à la chaleur, il fond ; une partie se sublime, tandis que l'autre se décompose en acide cyanhydrique. La solution d'acide parabanique, neutralisée par l'ammoniaque, donne, par l'action de la chaleur, de l'acide oxalorique. On obtient l'acide parabanique en évaporant jusqu'à consistance sirupeuse 1 partie d'acide urique, avec 2 parties d'acide nitrique médiocrement étendu. Formule de l'acide cristallisé : $C^6 N^2 O_4 + 2H_2O$. Il a été découvert par MM. Liebig et Wochler.

PARABOLE. ligne courbe, dans laquelle le carré de la demi-ordonnée est égal au rectangle formé par l'abscisse correspondante, multipliée par une ligne constante, appelée le paramètre. La forme parabolique est la plus avantageuse pour la construction des miroirs ardents. Les corps lancés en l'air décrivent, en tombant, sensiblement une parabole. Cet effet est dû à la force de projection combinée avec la résistance de l'air et la pesanteur. C'est ce qui a été pour la première fois démontré par Galilée.

PARACYANOGENE. Matière noire azotée, qui reste en résidu dans la cornue où l'on a chauffé du cyanure de mercure, pour la préparation du cyanogène. Le paracyanogène, insoluble dans les véhicules ordinaires, a la même composition que le cyanogène.

PARAFFINE. (De *parum affinis*, à cause de son peu d'affinité pour les autres corps). Carbone d'hydrogène, découvert par Reichenbach. La paraffine cristallise en aiguilles blanches, fusibles à 45°, 73. Par le refroidissement, elle se prend en une masse semblable au blanc de baleine. Elle est insipide et inodore. Sa densité est 0,870. Elle est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool et très-soluble dans l'éther. Formule : CH .

PARALLÈLES. (De $\pi\alpha\rho\alpha\lambda\lambda\eta\lambda\omicron\iota\varsigma$, les uns à côté des autres). Quantités qui conservent toujours entre elles une égale distance. Ainsi deux lignes sont *parallèles* lorsqu'elles conservent toujours entre elles la même distance, et qu'étant prolongées à l'infini, elles ne se rencontrent jamais. Deux forces sont parallèles lorsqu'elles conservent entre elles la même direction et la même intensité. Si deux forces parallèles sont égales et dirigées en sens contraire, elles forment ce qu'on appelle un *couple*. Elles ne se font équilibre que lorsque la ligne qui joint les points d'application se confond en une seule et même ligne avec leur direction. La résultante des forces parallèles

dirigées dans le même sens, est égale à leur somme.

PARALLÉLOGRAMME. Quadrilatère rectiligne, dont les côtés opposés sont parallèles et égaux. Il y a quatre espèces de parallélogrammes : le *carré*, le *rectangle*, le *rhombe* et *rhomboïde*.

PARAMÉNISPERMINE. Produit blanc, cristallin, obtenu en évaporant à 45° une solution alcoolique de *ménispermine*. Elle est fusible à 250°, et se volatilise sous forme de vapeurs blanches. Insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'éther, elle se dissout très-bien dans l'alcool bouillant.

PARANAPHTALINE. (Synonyme : *Anthracène*.) Matière blanche, cristalline, fusible à 130°, distillable à 200°, et peu soluble dans les véhicules ordinaires. La densité de sa vapeur est 6,741. Formule : C³⁰ H¹². La paranaphtaline a été découverte par MM. Dumas et Laurent dans les produits de la distillation de la houille.

PARASÉLÈNE. (De *παρά*, auprès, *σε-λύγη*, lune.) Météore ayant la forme d'un anneau lumineux, et représentant une ou plusieurs images de la lune.

PARATARTRIQUE (Acide). Synonymes : *Acide racémique* ; *Acide thanique* de Kestner à Thann. Acide cristallisé en prismes obliques à base rhombe, transparents et s'effleurissant à l'air. Chauffé à 200°, il fond, et fournit, à une température plus élevée, les mêmes produits que l'acide tartrique. Il contient, à l'état cristallin, 2 équivalents d'eau dont, l'un se dégage à 100°. Il se dissout dans 3,7 parties d'eau à 15° ; sa solution se recouvre à la longue de moisissures. Il précipite les sels de baux et d'argent. L'acide paratartrique s'obtient comme produit accessoire dans la préparation de l'acide tartrique. C'est un acide monobasique ; il ne forme pas, comme l'acide tartrique, de sel double analogue au sel de Seignette. Formule de l'acide anhydre : C⁴ H² O⁵. Les *paratartrates* ont la même composition que les tartrates correspondants.

PARATONNERRE. Tige métallique à pointe aigüe, fixée à un conducteur communiquant, sans solution de continuité, avec le sol. La tige d'un paratonnerre a environ 9 mètres de longueur ; elle se compose ordinairement de trois pièces ajoutées bout à bout, savoir : une barre de fer de 3 mètres 60, une baguette de laiton de 0 mètre 60 ; une aiguille de platine de 0 mètre 03. Leur ensemble forme un cône qui s'amincit régulièrement jusqu'au sommet, et dont la base a 3 centimètres de diamètre. La baguette de laiton se joint à la barre de fer au moyen d'un goujon, qui entre à vis dans toutes deux. Pour ajouter la tige au-dessus du bâtiment, on perce le toit, et on la fixe avec des brides soit contre un poinçon, soit contre le faitage. Le conducteur est une barre de fer carrée, ou un câble en fil de fer ou de cuivre d'une longueur convenable, assujéti de distance en distance, et aboutissant au sol ou

dans un réservoir aqueux, tel qu'un puits.

Pour comprendre la théorie du paratonnerre, il faut se rappeler que l'orage est un phénomène essentiellement électrique, qui se passe soit entre les nuages seuls, soit le plus souvent entre les nuages et le sol. On conçoit donc qu'un nuage chargé, par exemple, d'électricité négative, doit attirer l'électricité positive des corps (arbres, maisons, etc.) au-dessus desquels il se trouve ; dans ce cas, le fluide naturel de ces corps est décomposé : l'électricité négative est refoulée dans les profondeurs du sol, tandis que l'électricité opposée s'accumule à la partie la plus saillante de leur surface. Dans cette tension électrique, il arrive de deux choses l'une : ou le nuage chargé d'électricité négative reçoit l'influence de l'électricité positive neutralisante d'un nuage voisin, et l'attraction électrique, accompagnée des phénomènes de l'éclair et du tonnerre, a exclusivement lieu dans l'atmosphère ; ou cette même attraction se fait entre le nuage et le corps le plus voisin du sol. Dans le premier cas, l'électricité positive, cessant de s'accumuler à la surface, va brusquement se combiner avec l'électricité négative refoulée dans le sol, et le corps est foudroyé par le *choc du retour*. Dans le second cas, l'électricité positive du sol se combine avec l'électricité négative du nuage, et les corps sont foudroyés directement ; on dit alors vulgairement que la foudre tombe. L'éclair et le tonnerre sont simultanés ; seulement, à distance, en raison de la propagation infiniment plus lente du son, on entend le tonnerre plus ou moins longtemps après qu'on a vu l'éclair. Autant il s'écoule de secondes ou de battements du pouls entre l'apparition de l'éclair et la première impression du bruit, autant de fois il y a 340 mètres de distance entre l'observateur et le point de la trace de l'éclair le plus voisin.

La pointe du paratonnerre désarme le nuage, en lui enlevant ou en lui rendant l'électricité dont il a besoin pour rétablir le fluide naturel, et que, sans cette précaution, il aurait pu emprunter au sol, et occasionner des effets désastreux. Lorsque, pendant un orage, on approche le doigt du conducteur du paratonnerre, on en voit jaillir des étincelles plus ou moins fortes, dues à l'écoulement du fluide électrique. Plus la foudre est imminente, plus la puissance neutralisante du paratonnerre devient énergique. Mais l'effet protecteur ne s'étend qu'à un rayon déterminé ; ainsi, une tige de 9 à 10 mètres ne fait sentir son influence que dans un cercle de vingt mètres de rayon.

Franklin eut, en juin 1752, le premier heureuse idée de la construction des paratonnerres. Il y avait été conduit par ses expériences au cerf-volant, entreprises pour constater les effets électriques des orages.

PARHÉLIE. (De *παρά*, à côté, et *ἥλιος*, soleil.) Météore représentant une ou plusieurs images du soleil. C'est une espèce de faux so-

lell, ordinairement accompagné du spectre coloré.

PARTICULE. Voyez MOLÉCULE.

PASSIVITÉ DU FER. Depuis longtemps on avait remarqué que le fer, dans certaines conditions, devient *passif*; c'est-à-dire que, mis en contact avec les oxacides et même avec l'acide nitrique, il conserve son éclat et n'éprouve pas le moindre changement. M. Schoenbein (*Archives d'électricité*, années 1842 et 1843) a essayé, par une série de recherches, d'expliquer ce curieux phénomène sur lequel les physiciens n'ont pas encore dit le dernier mot.

PECTINE. (De $\pi\eta\kappa\tau\acute{\iota}\varsigma$, coagulum.) Matière demi-transparente, se gonflant au contact de l'eau, sans s'y dissoudre. Desséchée, en plaques minces, elle ressemble à Fichthyocolle. C'est à la pectine que le suc des pommes, des groseilles, des framboises, etc., cuites avec du sucre, doit la propriété de se prendre ou gelée par un certain degré de concentration. La pectine extraite des poires (au moyen de l'alcool) étant desséchée à 100°, a l'aspect de la cellulose. Bouillie avec l'acide nitrique, elle se convertit en acide oxalique et en acide mucique. Traitée par les alcalis, elle se transforme en *acide pectique*. Par la combustion, elle donne environ 8 p. 100 de cendres. Elle renferme environ 38 p. 100 d'oxygène, 6 d'hydrogène, et 16 de carbone.

PECTIQUE (Acide). Cet acide, découvert en 1823 par Braconnot, se présente, à l'état sec, sous forme de lamelles transparentes. Il est insoluble dans l'alcool, très-peu soluble dans l'eau froide, et s'y gonfle à peine. Précipité de ses combinaisons avec les alcalis, il est sous forme de gelée incolore, et un peu soluble dans l'eau bouillante.

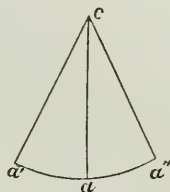
L'acide pectique existe dans les tubercules des dahlias, du topinambour, dans les carottes, les navets, en général, dans les racines charnues et les tiges herbacées. Pour l'obtenir on traite par une base alcaline les carottes râpées; il se forme un pectate alcalin (d'ammoniaque ou de soude) qu'on décompose ensuite par un acide, pour avoir l'acide pectique à l'état de gelée transparente. L'acide pectique n'a pas d'apparence cristalline; desséché, il offre l'aspect d'une matière semblable à des fibres végétales. Composition incertaine. Les *pectates* constituent des gelées transparentes, sans aucune apparence cristalline.

PÉLOPIUM. Corps simple métallique, que M. Henri Rose vient de découvrir dans la tantalite de la Bavière. Cette espèce minérale renferme, en outre, le *Niobium*, autre corps simple, congénère du pélopium. On ne connaît pas encore l'histoire exacte de ces deux métaux nouveaux. (*Annalen v. Poggendorff*, année 1843.)

PÉLOSINE (Cissampeline). Matière transparente, jaunâtre, extraite par M. Wiggers de la racine du *Cissampelos Parcira*. Elle

est insoluble dans l'eau, et se dissout dans l'alcool et l'éther. Elle a une saveur doucâtre et amère. Composition non déterminée.

PENDULE. On donne ce nom à tout corps solide, suspendu à l'extrémité d'un fil pouvant se mouvoir librement autour d'un centre fixe. Pour que le corps solide *a* (Voyez la figure ci-jointe), suspendu au fil *ca*, soit en équilibre, il faut que le fil occupe la position



verticale. Si l'on dérange ce corps de sa position verticale et qu'on le place en *a'*, on verra que le corps solide, mu par la pesanteur, redescend. Or, à mesure qu'il redescend en vertu de la pesanteur, il acquiert de la vitesse, et, arrivé à sa position première *a*, il la dépassera par la vitesse acquise, et remontera de l'autre côté en *a''* autant qu'on l'avait élevé en *a'*. Arrivé en *a''*, il aura perdu toute sa vitesse, et la pesanteur le forcera de nouveau à redescendre; en vertu d'une nouvelle vitesse acquise, il dépassera la position verticale *a*, et remontera en *a'* ou un peu moins haut, à cause du frottement et de la résistance de l'air. Ces mouvements alternatifs à droite et à gauche de *a* se nomment *oscillations* du pendule. Ils s'arrêtent au bout d'un certain temps, à cause de la résistance de l'air et du frottement du fil. Une des lois les plus remarquables, c'est que ces *oscillations* sont *isochrones*; en d'autres termes, chaque oscillation, quoique de longueur différente, s'exécute dans le même espace de temps. Pour s'assurer de l'exactitude de cette loi, il suffit de mettre en mouvement un pendule isolé, et de compter les oscillations pendant un certain nombre de minutes au commencement du mouvement; puis, de compter encore les oscillations pendant le même nombre de minutes à la fin du mouvement, lorsque les oscillations sont devenues plus petites qu'au commencement; on trouve alors que les oscillations sont en même nombre dans les deux cas. Ce résultat prouve que la résistance de l'air est sans influence sur la durée des oscillations.

Sans entrer dans plus de détails, nous allons rapporter ici les autres lois applicables au pendule. *La durée du temps des oscillations est proportionnelle à la durée du temps de la chute par le diamètre.* Or, la durée de la chute d'un corps est proportionnelle à la racine carrée de la longueur de cette chute ou

de l'espace parcouru. Par exemple, si un corps tombe pendant une seconde et parcourt un espace = 1, en tombant pendant 2 secondes il parcourra un espace = 4. Ainsi, l'espace = 1, parcouru en une seconde, n'est que le quart de l'espace = 4, parcouru en 2 secondes; et les oscillations étant proportionnelles aux temps des chutes, un pendule quatre fois plus court oscillera deux fois plus vite.

Les oscillations des pendules se font dans des temps proportionnelles aux racines carrées des longueurs. Mais l'attraction (pesanteur) venant à varier la durée des oscillations est en raison inverse de la racine carrée de l'intensité de la pesanteur. De là, l'intensité de la pesanteur est comme le carré du nombre des oscillations dans un temps donné. Par exemple, si dans un lieu de la terre un pendule d'une longueur donnée exécute ces oscillations par minute, et que dans un autre lieu il en exécute 70, on en conclurait que, dans ces deux localités, les intensités de la pesanteur sont comme le carré de 60 est au carré de 70, ou comme 3600 est à 4900. La formule, $T = \pi \sqrt{\frac{l}{g}}$ resume ces lois. Dans cette formule, T représente le temps d'une oscillation, π le rapport du diamètre à la circonférence, l la longueur du pendule, et g la gravité (pesanteur).

Les lois du pendule sont d'un immense avantage pour apprécier l'intensité de la force d'attraction. Elles ont servi à faire connaître la figure exacte du globe, son aplatissement aux pôles et son renflement à l'équateur. Galilée et Huyghens ont appliqué le pendule à la mesure du temps. Dans ce cas, la seconde ou la 86400^e partie du jour est prise pour unité. A Paris, un pendule qui bat les secondes doit avoir 0, m. 993,9, ou 3 pieds, 8 lignes 6 10 de ligne de longueur.

PÉNOMBRE. (De *pen*, presque, et *umbra*, ombre). Ombre plus claire, occupant une grande partie de l'espace que devrait occuper la véritable ombre. C'est un effet de l'interférence des rayons lumineux.

PEPITES. Voyez OR.

PERCHLORATES. (Synonymes: *Heptachlorates*; *Chlorates* de quelques auteurs.) Ces sels ont beaucoup de ressemblance avec les chlorates. (Voy. CHLORATES). Ils fusent, comme ceux-ci, sur les charbons incandescents. Ils restent incolores quand on les traite par l'acide sulfurique concentré, ce qui les distingue des chlorates. Ils sont, en général, moins solubles dans l'eau que les chlorates. Leur forme cristalline est ordinairement prismatique.

Dans les perchlorates, l'oxygène de la base est à l'oxygène de l'acide comme 1 : 7. = MO, ClO⁷.

Les perchlorates servent aux mêmes usages que les chlorates.

PERCHLORIQUE (Acide). Synonymes: *Acide heptachlorique*; *Acide chlorique oxygène*; *Acide chlorique* de quelques auteurs.

L'acide perchlorique est liquide, incolore et inodore. Il a un saveur franchement acide. On peut le concentrer, en l'évaporant, jusqu'à la densité 1,67. Chauffé avec 4 parties d'acide sulfurique concentré, il est susceptible de cristalliser, par refroidissement, en prismes quadrangulaires (Scyllas). Ces cristaux répondent à l'air des fumées blanches, épaisses, et fondent à 43°. Projetés dans l'eau, ils font entendre un bruit semblable à celui d'un fer rouge. L'acide perchlorique liquide bout à 200°; au delà de cette température, il se décompose.

L'acide perchlorique, quoiqu'il ne soit pas très-stable, est cependant la plus stable des combinaisons du chlore avec l'oxygène. Il rougit fortement la teinture de tournesol, sans la décolorer. Uni aux bases, il constitue les perchlorates. L'acide sulfureux le décompose, même à froid; il s'empare de son oxygène, et met le chlore en liberté. Lorsqu'on chauffe le chlorate de potasse au-dessous de la température de 400°, on n'obtient pas tout l'oxygène que ce sel laisse dégager à une température plus élevée. En effet, une partie de l'oxygène se porte sur l'acide chlorique non décomposé et le transforme en acide perchlorique. Ainsi, en limitant la température à 350°, on obtient dans la cornue un mélange de chlorure de potassium et de perchlorate de potasse. En dissolvant ce mélange à chaud, le chlorure de potassium cristallise le dernier par refroidissement, tandis que le perchlorate de potasse, étant moins soluble dans l'eau, cristallise le premier. C'est donc la cristallisation qui opère ici la séparation. Le perchlorate de potasse est ensuite, par voie de double décomposition, transformé en perchlorate de baryte, auquel on enlève la baryte au moyen de l'acide sulfurique. L'acide perchlorique reste en dissolution. Chauffé au delà de 200°, l'acide perchlorique se décompose en chlore et en oxygène, dans les rapports de 2 à 7. De là, sa formule = ClO⁷ = Cl² O⁷ = 1 équivalent.

PERCUSSION. Rencontre de deux ou de plusieurs corps se mouvant dans le même sens ou en sens contraire. Voyez CHOC, ELASTICITÉ.

PÉRÉTRINE. Matière rougeâtre, non cristalline, découverte par M. Goos dans l'écorce de *Pereira*. Peu soluble dans l'eau, elle se dissout très-bien dans l'alcool, dans l'éther et dans l'acide sulfurique, qui lui communique une couleur violette. L'acide nitrique la dissout avec une coloration rouge de sang. Composition non déterminée.

PÉRIGÉE. (De *περί*, autour, et *γή*, terre.) Point de l'orbite où un astre se trouve à la plus petite distance de la terre. C'est le contraire de l'*apogée*.

PÉRIPHÉLIE. (De *περί*, autour, et *ήλιος*, soleil). Point de l'orbite où une planète se trouve à la plus petite distance du soleil. C'est le contraire de l'*aphélie*.

PÉRIMÈTRE. (De *περιμέτρον*, contour).

Ligne décrivant le contour d'un corps quelconque.

PÉRIODE. (De *περί*, autour, et *ὅδος*, chemin.) Espace de temps ayant pour base primitive la révolution d'une planète. Ainsi la *période du soleil* (année solaire) est la révolution de la terre autour de cet astre, accomplie dans l'espace de 365 jours 5 heures 48 minutes 43 secondes et 30 tierces. Celle de la lune est de 27 jours 7 heures 43 minutes 5 secondes. On appelle *période d'Hipparque* une révolution de 504 années solaires, au bout de laquelle les nouvelles et pleines lunes reviennent aux mêmes jours de l'année solaire auxquels elles étaient tombées dans la première année de cette période. Cette période approche plus de la vérité que l'année de Meton (cycle lunaire). La *période Julienne* est la révolution de 7680 années, à la fin de laquelle le cycle de l'indiction romaine (de 15 ans), le cycle solaire (de 28 ans) et le cycle lunaire (de 19 ans) recommencent ensemble ; c'est le produit de ces trois cycles. On suppose que cette période a commencé 4715 ans avant la naissance de J.-C. Ainsi, par exemple, l'année 1615 serait la 6330^e année de la période Julienne.

PERIODIQUE (Acide). Synonymes : *Acide heptaiodique ; Acide hyperiodique ; Acide iodique* de quelques auteurs. L'acide périodique existe sous forme cristalline ; il attire pas l'humidité de l'air ; il est insipide et inodore. La chaleur le décompose en vapeurs d'iode et en oxygène. L'acide périodique est moins stable que l'acide iodique. Il cède facilement son oxygène aux corps qui en sont avides. Il est isomorphe avec l'acide perchlorique. On fait arriver du gaz chlore dans une dissolution d'iodate de soude, à laquelle on ajoute trois fois autant de soude qu'il y en a dans l'iodate neutre. Il se produit du chlorure de sodium très-soluble et du periodate de soude peu soluble. On transforme ensuite, par voie de double décomposition, le periodate de soude en periodate d'argent. Celui-ci, d'un jaune orangé, donne, traité par l'eau, de l'acide périodique soluble, et un sous-iodate d'argent d'un jaune paille, insoluble.

L'acide périodique se décompose, par la chaleur, en 2 volumes de vapeurs d'iode et en 7 volumes d'oxygène ; de la sa formule : = 107 ou 1² O7 (atomes).

Les periodates ont à peu près les mêmes propriétés que les perchlorates avec lesquels ils sont isomorphes.

Traités par un corps désoxygénant, comme les acides sulfureux et azoteux, ils donnent de l'iode qui colore l'amidon en bleu (Voy. IODATES). Formule : MO, 107 ; l'oxygène de l'oxybase est à l'oxygène de l'acide comme 1 : 7.

Les periodates peuvent servir dans les mêmes circonstances que les iodates et les chlorates.

PÉRIOCIENS. (De *περί*, autour, et *οἰκῶν*, j'habite). On donne ce nom aux habitants qui vivent sous les mêmes parallèles,

mais sous des demi-cercles opposés du méridien. Placés à égale distance de l'équateur, ils ont les saisons à la même époque, et les jours et les nuits de la même longueur.

PÉRIOCIENS. (De *περί*, autour, et *σκιᾶ*, ombre). On appelle ainsi les habitants qui vivent dans l'espace compris entre les cercles polaires et les pôles. Leur ombre paraît tourner autour d'eux pendant tout le temps que le soleil les éclaire.

PERMANGANIQUE (Acide). Synonyme : *Acide hypermanganique.* Selon M. Unverdorben, on obtient cet acide à l'état de gaz, en traitant le caméléon rouge (permanganate de potasse) par de l'acide sulfurique anhydre. L'acide permanganique est d'un très-beau rouge. Sa dissolution se décompose lentement à la température ordinaire. La décomposition est rapide, lorsqu'on élève un peu la température. Il se dégage de l'oxygène, et il se dépose de l'hydrate de peroxyde noir. C'est un des corps les plus oxygénés ; il abandonne son oxygène aussi facilement que l'eau oxygénée. La présence d'une parcelle de matière organique suffit pour le décomposer. Formule : Mn² O7.

Il est comparable, par sa composition, à l'acide perchlorique. Seulement dans l'acide perchlorique il n'y a que 1 éq. de chlore (2 vol.), tandis que dans l'acide permanganique l'équivalent du manganèse est double.

L'acide permanganique est contenu dans la liqueur rouge dans laquelle se convertit peu à peu le manganate de potasse (*caméléon vert*) dissous dans l'eau. En évaporant cette liqueur rouge, on obtient du permanganate de potasse d'un rouge foncé, cristallisé en prismes à quatre pans, anhydre, isomorphe avec le perchlorate de potasse. En chauffant le caméléon rouge (permanganate de potasse) seulement jusqu'au rouge sombre, il se décompose, donne de l'oxygène, et redevient (en rétrogradant) caméléon vert. Une trace de permanganate de potasse suffit pour colorer une grande quantité d'eau. La transformation du manganate de potasse en permanganate a lieu dans beaucoup de circonstances. L'addition d'un acide, la présence d'une molécule de matière organique, en hâte la transformation. Mitscherlich a obtenu l'acide permanganique par le procédé suivant : on change, par voie de précipitation, le permanganate de potasse en permanganate d'argent. Celui-ci est échangé à son tour, au moyen du chlorure de baryum, en permanganate de baryte, qui, décomposé par l'acide sulfurique, donne l'acide permanganique rouge, en dissolution dans l'eau.

PERPENDICULAIRE. On donne cette épithète à une ligne ou à un plan qui, tombant sur une autre ligne ou un autre plan, forme des angles égaux.

PERSULFOCYANHYDRIQUE (Acide). Produit de décomposition de l'acide sulfocyanhydrique. Il est pulvérulent, d'un jaune pâle, peu soluble dans l'eau, et soluble dans l'alcool

doullant, où il se dépose par le refroidissement. Il forme avec les bases des sels insolubles. Formule : $C^2 NS^3 H$ (Woskresensky).

PERSULFURE D'HYDROGÈNE. Voyez SOUFRE (Composés hydrogènes).

PÉRUVINE. L'hulle de baume du Pérou, bouilli avec des alcalis, se change en un acide combiné avec un corps indifférent que M. Frémy appelle *péruvine*. C'est un liquide oléagineux, incolore, ayant pour formule : $C^8 H^{12} O_2$.

PESANTEUR. (*Gravité, Attraction.*) On appelle ainsi la force qui sollicite toutes les molécules de la matière à tomber au centre de la terre. Le poids est la somme totale des molécules sollicitées par la pesanteur. La direction de la pesanteur est verticale, c'est-à-dire perpendiculaire à la surface du globe. On la constate directement avec un fil de plomb. Si la terre était une sphère parfaite, et que sa surface fût partout parfaitement lisse et uniforme la pesanteur serait la même dans toutes les localités à la surface du globe. Mais il n'en est pas ainsi. La terre étant légèrement aplatie aux pôles, ou, pour parler plus exactement, le rayon du centre de la terre aux pôles étant plus petit (environ de 17 lieues) que celui du centre à l'équateur, la pesanteur est plus grande aux pôles qu'à l'équateur, ainsi qu'on peut s'en assurer par les expériences du pendule. De plus, sa direction n'est pas partout rigoureusement verticale; car le fil de plomb éprouve une légère déviation dans le voisinage de très-hautes montagnes. La direction de la pesanteur, qui est celle du rayon de la terre, forme un angle avec la direction de la force centrifuge, perpendiculaire à l'axe de rotation du globe. Cet angle est moins ouvert aux pôles qu'à l'équateur, ou la force centrifuge est à son maximum. Aux pôles les corps matériels sont plus pesants, parce qu'ils sont (environ de 17 lieues) plus près du centre de la terre, et que la force centrifuge, résultat de la rotation du globe, y est au minimum ou même nulle. Si la vitesse de rotation était dix-sept fois plus grande, les corps matériels n'auraient aucune pesanteur à l'équateur.

À l'équateur, un corps qui tombe parcourt dans une seconde 0 m. 017; et si la force centrifuge n'y existait pas, il parcourrait dans le même intervalle de temps 4 m. 29 + 0 m. 017 = 4, m. 907.

1° Les espaces parcourus sont comme les carrés des temps. Ainsi, un corps tombant qui dans une seconde parcourt 13 pieds parcourra dans 2 secondes 60 pieds, dans 3 secondes 153, et ainsi de suite; car $1 : 2 : 3 = 13 : 60 : 153$.

2° Chacun des corps parcourus dans les temps successifs sont comme la série des nombres impairs multipliés par 13 (en supposant que la chute d'un corps dans la première seconde soit de 13 pieds). Dans toutes ces expériences concernant les lois de

la pesanteur (machine d'Atwood; plan incliné de Galilée), on fait abstraction de la résistance de l'air. Sans la résistance de l'air, un grélon tombé d'une certaine hauteur de l'atmosphère devrait toucher le sol avec une vitesse d'un boulet de canon. Mais heureusement la résistance du milieu s'accroît avec la vitesse du corps qui tombe. Pour savoir quels sont les espaces parcourus pendant chacun des temps successifs, il suffit de retrancher de l'espace parcouru en 2 secondes l'espace parcouru dans la première, de l'espace de 3 secondes, 2 secondes, de 4, 5, etc. Secondes. Espaces parcourus.

1	13	1
2	60 - 13 = 43 = 3 × 13	
3	153 - 60 = 75 = 3 × 13	
4	210 - 153 = 105 = 7 × 13.	

3° Les vitesses finales sont comme les racines carrées des espaces parcourus. Ainsi, pour une chute 16 fois plus haute, la vitesse du corps, en frappant le sol, est seulement de 4 fois plus considérable. Il y a deux fois et non quatre fois plus de danger à tomber d'un quatrième étage qu'à tomber d'un premier.

Composition de la pesanteur avec d'autres puissances. Le poids d'un corps est la somme des puissances en vertu desquelles un corps tend à se rapprocher du centre de la terre; c'est la pression totale qu'un corps exerce sur un obstacle horizontal. Le poids d'un corps est proportionnel au nombre des particules qui le composent, ou à sa masse; on peut donc prendre la masse pour le poids. La balance constate l'équilibre entre la somme totale des forces de pesanteur (molécules) d'un corps donné, et la somme totale des forces de pesanteur (molécules) d'un corps connu. Le poids absolu est le poids sans considération du volume ou de l'espace qu'un corps occupe; tandis que le poids spécifique (improprement appelé pesanteur spécifique) est le poids que présente chaque corps sous un volume donné. De là, en désignant par p le poids absolu, et par v son volume, on aura le poids spécifique = $\frac{p}{v}$, c'est-à-dire, égal au rapport du poids au volume. On prend pour terme de comparaison l'eau pour les solides et liquides, l'air pour les gaz. Voici l'énoncé des principes applicables à la pesanteur, combinée avec une force de projection :

1° Si la force de projection agit dans le même sens que la pesanteur, le corps parcourt dans chacun des temps de sa chute l'espace voulu par la loi de la pesanteur, plus un espace relatif à la force de projection.

2° Si la force de projection est directement opposée à la pesanteur, le corps s'écartera de la terre avec une vitesse uniformément retardée, et parcourra des espaces qui sont, pour chaque temps de son élévation, égaux à ceux que la force de projection lui aurait fait parcourir seul, moins ceux que la pesanteur aurait pu lui faire parcourir en sens contraire; et il arrive conséquemment un point où tout

mouvement sera détruit dans le corps, et on, commençant à retomber vers la terre, il se comportera comme tout autre corps, suivant la loi de la chute.

3° Si la force de projection forme un angle avec la pesanteur, le projectile décrira une parabole; sans la résistance de l'air, la courbe serait une ellipse. C'est ordinairement sous un angle de 45° d'inclinaison à l'horizon qu'on rencontre la plus grande distance à laquelle un projectile puisse être lancé.

PÈSE-LIQUEUR. *Voyez* ARÉOMÈTRE.

PÈSON. Espèce de balance formée d'un levier condé à angle droit.

PÉTROLE. *Voyez* NAPHTÉ.

PÉCCÉDANINE. Matière cristalline (prismes incolores) découverte par Schlatter en épuisant par l'alcool la racine du *Peucedanum officinale*. Elle fond à 60° sans perdre de son poids. Insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool, elle se dissout très-bien dans l'éther. Formule : $C_4 H_2 O$.

PHÈNE. *Voyez* BENZOLE.

PHÉNOMÈNE. (De *φαινόμενον*, ce qui apparaît). On donne ce nom à tout événement appréciable par nos sens, et ayant pour cause immédiate un agent matériel.

PHÈNYLE. Radical (hypothétique) ainsi dénommé par M. Laurent, qui considère l'acide carbolique comme l'hydrate de l'oxyde du radical particulier (*phenyle*). Formule : $C^{12} H^5$.

PHILLYRINE. Matière blanche, cristalline, découverte par M. Carbonier dans l'extrait aqueux de l'écorce du *Phillyrea latifolia*. Peu soluble dans l'éther, elle se dissout dans l'alcool et dans l'eau bouillante. Elle est sans odeur et d'une saveur amère. Composition non déterminée.

PHLORETINE. Poudre cristalline, d'une saveur sucrée, insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool. Elle s'obtient en même temps que du sucre de raisin, par l'ébullition d'une dissolution aqueuse de phlorizine, acidulée d'acide sulfurique. La phlorétine fond à 180° sans perdre de son poids. Elle se dissout dans la plupart des acides, et forme des composés particuliers avec les oxydes plombiques. Formule : $C^{24} H^{11} O^6$ (Stas.)

PHLORÉTIQUE (Acide). *Voyez* NITRO-PHLORÉTIQUE (Acide).

PHLORIZÈNE. Matière rouge, obtenue en exposant la phlorizine humide au contact de l'air et du gaz ammoniac. Elle se dissout dans l'ammoniaque liquide; cette solution, évaporée sous une cloche contenant des fragments de potasse, laisse une matière d'un bleu pourpre, soluble dans l'eau, à laquelle elle communique une belle couleur bleue. Cette matière est décolorée par les corps désoxygénants. Formule : $C^{32} H^{29} O^{26} N^2$.

PHLORIZINE. Matière semblable à la salicine, dont elle diffère par deux atomes d'oxygène. Elle cristallise en aiguilles prismatiques, à base carrée, incolores, sans action sur les

couleurs végétales, insolubles dans l'éther, solubles dans l'alcool et dans l'eau bouillante. Sa densité est 1,4293. A 100°, elle perd 4 équivalents d'eau de cristallisation.

La phlorizine a été quelquefois substituée à la quinine dans le traitement des fièvres intermittentes. On l'obtient en épuisant par l'alcool de 0,80 l'écorce du pommier, du poirier ou du cerisier. Formule de la phlorizine cristallisée : $C^{32} H^{25} O^{22} + 6 HO$ (Stas). La phlorizine a été découverte par MM. de Koninek et Stas.

PHOGÉNIQUE (Acide). *Voyez* DELPHINIQUE (Acide).

PHOSGÈNE. *Voyez* CHLOROXYCARBONIQUE (Acide).

PHOSPHATES. Ces sels sont isomorphes avec les arsénates. Ils sont peu volatils, et résistent généralement à une très-haute température. Il n'y a guère de solubles que les phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque. Les phosphates insolubles (ceux de chaux, de baryte, de strontiane) se dissolvent dans un excès de leur propre acide.

1° Traités par le charbon et l'acide borique, les phosphates donnent tous, à une température élevée, la totalité du phosphore qu'ils renferment.

2° Chauffés dans un tube de verre étroit avec du potassium en excès, ils laissent un résidu (phosphure de potassium) qui, au contact de l'eau, donne de l'hydrogène phosphoré, *spontanément inflammable à l'air*.

3° Les phosphates alcalins (de potasse, de soude et d'ammoniaque) précipitent les sels d'argent en jaune, et les sels de plomb (nitrate et acétate) en blanc. Ce dernier précipité (*phosphate de plomb*) donne, étant chauffé avec du charbon, un dégagement de phosphore; il ne se produit point de phosphure de plomb. Les phosphates alcalins (excepté celui d'ammoniaque), traités de la même manière, se convertissent partiellement en phosphure; il n'y a qu'une faible partie du phosphore qui se dégage.

4° Les phosphates de potasse et de soude se transforment, par la calcination, en *pyrophosphates*, qui précipitent l'azotate d'argent en blanc. Le phosphate d'ammoniaque se décompose, par la chaleur, en ammoniaque et en acide phosphorique, tous deux volatils.

Il existe 1° des *phosphates neutres*, 2° des *phosphates acides* (bisels), 3° des *phosphates basiques* (sesquibasiques, bibasiques, tribasiques, etc.). Dans les *phosphates neutres*, les 3 équivalents d'eau de l'acide phosphorique ($Ph O^5$, 3 HO) sont remplacés par 3 équivalents de base, et alors le sel a pour formule : 3 MO + $Ph O^5$. Or 1 éq. d'eau peut remplacer 1 éq. de base, sans altérer la constitution du sel; et dans ce cas, la formule du phosphate est = 2 MO, HO + $Ph O^5$.

On obtient les phosphates par voie de double décomposition. Les phosphates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de baryte, se rencontrent dans la nature.

On cite l'acide phosphorique comme offrant un exemple remarquable d'isomérisie. En effet, cet acide subit, dans certaines circonstances, trois modifications distinctes, qu'on pourra regarder comme autant d'acides particuliers :

$\text{Ph O}^5 \text{ 3 H O}$ *acide phosph. ord. cristallisé.*

$\text{Ph O} \text{ 2 H O}$ *acide pyrophosphorique.*

$\text{Ph O}^5 \text{ H O}$ *acide métaphosphorique.*

On voit que ces trois acides ont la même composition, et qu'ils ne se distinguent entre eux que par le nombre d'équivalents d'eau qu'ils contiennent.

L'eau paraît ici jouer le rôle d'une base, de manière qu'on pourrait assimiler l'acide phosphorique ordinaire à un *phosphate tribasique*, l'acide pyrophosphorique à un *phosphate bibasique*, et l'acide métaphosphorique à un *phosphate monobasique*. Lorsqu'un de ces composés est traité par une base puissante, l'eau est déplacée en partie ou en totalité; mais la forme de la base en combinaison avec l'acide reste inaltérable.

Clarke fit le premier l'observation que le phosphate de soude *calciné* précipite le nitrate d'argent en *blanc*, au lieu que le même phosphate *non calciné* précipite ce sel en *jaune*. Ce même chimiste remarqua, en outre, que le phosphate de soude perd de l'eau pendant la calcination, et que le phosphate calciné se convertit, par sa dissolution dans l'eau, en phosphate ordinaire, qui précipite le sel d'argent en jaune. Il pensa que l'acide phosphorique libre était, par la calcination, modifié de la même manière que dans le phosphate de soude calciné; et il appela en conséquence l'acide calciné, *acide pyrophosphorique*. Mais Graham a démontré, depuis, que l'acide phosphorique libre *calciné* était différent de l'acide phosphorique renfermé dans le phosphate de soude calciné; et il donna à cette troisième modification le nom d'*acide métaphosphorique*.

PHOSPHITES. (*Hypophosphates*). Ces sels sont tous insolubles dans l'eau, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque. Les phosphites neutres humides de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, et quelques autres, se changent, à l'aide de la chaleur, en phosphates neutres, en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène. Les phosphites solubles précipitent en blanc les sels de chaux, de baryte et de strontiane, ce qui les distingue des hypophosphites. Tous les phosphites décolorent le sulfate rouge de manganèse.

Les phosphites peuvent, comme les phosphates, être *neutres*, *acides* et *basiques*. Il y a encore beaucoup à faire pour la détermination précise des propriétés de ces sels.

PHOSPHOMÉSITYLIQUE (Acide). Produit de réaction de l'acide métaphosphorique sur l'acétone. Composition inconnue.

PHOSPHORE. Le phosphore est un corps simple, d'une odeur et d'une saveur alliées. Il est transparent quand il est pur et récemment préparé. Au bout d'un certain

temps il perd sa transparence, prend une couleur jaunâtre et se recouvre d'une matière blanche qui a été regardée à tort comme un oxyde hydraté. Fondu et refroidi brusquement, il devient noir (Thenard). On peut le couler en tout sens, comme de la cire. Il est cassant à une température basse. Sa densité est 1,77. Il fond à 43° de température, et bout vers 280°. On le distille facilement vers 300°. La densité de sa vapeur est 4,53. Les vapeurs du phosphore sont incolores comme celles de l'arsenic à l'abri du contact de l'air; elles s'enflamment à l'air. Le phosphore brûle avec une belle flamme jaune très-intense. Il peut prendre feu par le simple frottement, ou par une légère élévation de température. Le phosphore est insoluble dans l'eau, soluble dans le sulfide de carbone, dans l'huile de naphte, dans l'éther et dans les huiles grasses où il cristallise quelquefois en dodécédres rhomboïdaux.

Le phosphore se combine directement avec l'oxygène, et donne naissance à trois composés, acides et à un composé indifférent. Au contact de l'air et à la température ordinaire, il répand de légères vapeurs blanches, absorbe de l'oxygène, et donne un mélange d'acide phosphoreux et d'acide phosphorique. Au contact du feu, ou par l'effet du frottement, il s'enflamme, et répand des vapeurs blanches très-épaisses d'acide phosphorique. La flamme du phosphore, à la température ordinaire (phosphorescence), n'est visible que dans l'obscurité; car, pendant le jour, elle est masquée par la lumière du soleil, qui est au moins 100,000 fois plus forte qu'elle. Le phosphore se combine directement avec un certain nombre de métaux pour former des phosphures. L'argent absorbe, à une température élevée, une très-grande quantité de phosphore, qu'il abandonne brusquement à une température plus basse. Ce métal présente le même phénomène avec l'oxygène. Le chlore, le brome, l'iode, se combinent directement avec le phosphore. Les phosphures qui en résultent décomposent l'eau à froid, en donnant naissance à un hydraclide (acide chlorhydrique, acide bromhydrique, etc.), et à de l'acide hypophosphoreux.

Les vapeurs acides que le phosphore répand à l'air, avec accompagnement de lumière visible dans l'obscurité, distinguent suffisamment ce corps de tous les autres. Bien que le phosphore soit très-riche en oxygène, il n'en absorbe pas du tout dans une atmosphère d'oxygène pur; mais dès que l'oxygène se trouve mêlé avec de l'azote ou avec de l'hydrogène, le phosphore s'oxyde rapidement. L'azote et l'hydrogène agissent ici en diminuant la pression; car, sous une pression trop forte, le phosphore n'absorbe point d'oxygène.

Le phosphore existe, à l'état de liberté, dans le cerveau des mammifères, et particulièrement dans celui de l'homme; dans l'albumine et dans la fibrine du sang; dans la laitance des carpes, des harengs, etc. A l'état de combi-

mison avec l'ammoniaque ou avec la chaux (phosphate d'ammoniaque et de chaux), il se rencontre dans les urines, dans les os, etc. Il existe encore, dans certains minerais, à l'état de phosphate de fer et de phosphate de plomb. Mais c'est surtout à l'état de phosphate de chaux que le phosphore est le plus généralement répandu dans la nature.

Si l'acide phosphorique n'était pas volatil, on pourrait préparer le phosphore en chauffant l'acide phosphorique avec de la poussière de charbon. Mais comme cet acide est volatil, on agit sur l'acide phosphorique, fixé en excès dans une base, comme la chaux, l'oxyde de plomb.

Procédé employé : On brûle les os afin d'en carboniser les parties organiques (gélatine), pour n'agir ensuite que sur la partie terreuse (phosphate et carbonate de chaux). On les réduit en poudre très-fine, à laquelle on ajoute de l'eau, de manière à en faire une bouillie très-claire; puis on y verse peu à peu presque autant d'acide sulfurique en poids qu'on a employé de poudre d'os calcinés, et on agite le mélange avec une tige de verre. On obtient ainsi un magma très-épais, après une effervescence considérable, due au dégagement de l'acide carbonique provenant de la décomposition du carbonate de chaux, avec lequel le phosphate de chaux se trouve toujours mêlé dans les os. L'acide sulfurique qu'on y ajoute est destiné à enlever une portion de chaux à l'acide phosphorique, et à transformer le phosphate neutre de chaux insoluble en phosphate acide, qui est soluble. En lavant la masse avec de l'eau bouillante, on obtient du phosphate acide de chaux qui passe, et du sulfate de chaux qui reste sur le filtre.

Pour enlever tout le sulfate de chaux, il est convenable d'évaporer, à différentes reprises, les eaux de lavage jusqu'à consistance sirupeuse, et de filtrer de nouveau le résidu avec de l'eau bouillante. Enfin, après avoir mêlé le résidu de la dernière évaporation avec le quart de son poids de charbon pulvérisé, on l'introduit dans une cornue de grès placée sur un fourneau à réverbère, et à laquelle on adapte une allonge en cuivre; cette allonge vient se rendre au fond d'un grand vase à moitié rempli d'eau. Toutes les jointures étant bien lutées et le lut bien sec, on chauffe la cornue graduellement, et en mettant deux heures environ pour porter la température jusqu'au rouge. Pendant cette opération, il se dégage d'abord de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, des carbures d'hydrogène; et ce n'est qu'au bout de quatre heures que le phosphore commence à se dégager. Ce dégagement continue durant environ 24 à 50 heures. Pendant que le phosphore est encore liquide sous l'eau, on l'aspire avec beaucoup de précaution dans des tubes de verre, on il finit par se refroidir. Le phosphore, ainsi préparé, est livré au commerce sous forme de

bâtons cylindriques plus ou moins transparents.

Pour avoir du phosphore pur, il faut distiller le phosphore du commerce à différentes reprises, en n'employant chaque fois qu'une quantité assez petite. Dans toutes ces opérations, il faut soigneusement éviter le contact de l'air.

Formule du phosphore : $\equiv \text{Ph}$ ou Ph_2 (atomes) = 392,041.

Oxyde de phosphore. Quand on conserve le phosphore sous l'eau et dans l'obscurité, il se recouvre d'une croûte blanche, qui a été pendant longtemps considérée comme une combinaison d'eau avec le phosphore (*hydrate de phosphore*). Ce prétendu hydrate n'est que du phosphore dans un état d'agrégation particulier, rappelant les divers états d'agrégation moléculaire que peut offrir l'arsenic (H. Rose).

Quand on conserve le phosphore sous l'eau et au contact de la lumière du soleil, il se recouvre d'une croûte rouge, qui est une véritable combinaison d'oxygène avec le phosphore (*oxyde de phosphore*).

L'oxyde de phosphore est rouge, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Il ne luit pas, comme le phosphore, dans l'obscurité. Il supporte une très-haute température. Il brûle avec une flamme jaune, et se transforme en acide phosphorique. L'acide nitrique, le chlore humide, etc., le transforment en acide phosphorique.

Lorsqu'on fait arriver de l'oxygène dans de l'eau bouillante contenant du phosphore fondu, il se produit de l'acide phosphorique soluble et de l'oxyde de phosphore insoluble dans l'eau. Cet oxyde se produit, du reste, sous forme de petites taches rouges, chaque fois qu'on brûle du phosphore à l'air.

Les briquets dits *phosphoriques* contiennent un mélange d'oxyde de phosphore, de phosphore très-divisé et de manganèse.

La formule de l'oxyde de phosphore est : $\text{Ph}^3 \text{O}$ (Liebig).

Le phosphore est employé dans l'analyse de l'air atmosphérique, et pour faire des briquets phosphoriques. Le phosphore est un excitant de l'appareil génital. A dose élevée, il agit comme un poison énergique.

Historique. Kunkel a attaché son nom à la découverte du phosphore; c'est lui qui nous a laissé là-dessus les détails les plus circonstanciés, et qu'on lira peut-être avec un vif intérêt de curiosité. Laissons-le d'abord raconter la découverte du phosphore de Baudouin, qui se fit à peu près vers le même temps que celle du véritable phosphore.

« Il y avait à Grossenhayn en Saxe un savant bailli du nom de Baudouin, qui vivait dans la plus grande intimité avec le docteur Frûben. Un jour il leur vint à tous deux l'idée de chercher un moyen de recueillir l'esprit du monde (*spiritum mundi*). Dans ce dessein, ils prirent de la craie pour la dissoudre dans de

l'esprit de nitre; ils évaporèrent la solution jusqu'à siccité, et exposèrent le résidu à l'air, dont il attira fortement l'eau (humidité); par la distillation ils obtinrent cette eau absorbée à l'air. C'était là leur esprit du monde, qu'ils vendaient douze *groschen* le *loth*. Tout le monde, seigneurs et vilains, voulait faire usage de cette eau. — On peut bien s'imaginer que la foi a opéré ici des miracles, car l'eau de pluie aurait été tout aussi bonne. »

Baudouin cassa un jour une cornue où il avait calciné de la craie avec l'esprit de nitre, et remarqua que le produit qui y restait luisait dans l'obscurité, et qu'il n'avait cette propriété qu'après avoir été exposé à la lumière du soleil.

« Aussitôt Baudouin continue Kunkel, court à Dresde, pour communiquer ce résultat au conseiller de Friesen, à plusieurs ministres de la cour, et enfin à moi. Je fus, je l'avoue, émerveillé de cette singulière expérience; mais ce jour-là je n'eus pas le bonheur de toucher la substance de mes mains. Pour obtenir cette faveur, je fis une visite à M. Baudouin, qui me reçut fort poliment, et me donna... une belle soirée musicale. Bien que j'eusse causé avec lui toute la journée, il me fut impossible d'en tirer le fin mot de l'histoire. La nuit étant venue, je demandai à M. Baudouin si son *phosphorus* (car c'est ainsi qu'il avait appelé son produit de la cornue) pouvait aussi attirer la lumière d'une bougie, comme il attire celle du soleil. Il se mit aussitôt à en faire l'expérience. Toutefois je n'eus pas encore le bonheur de toucher la substance en question. Ne serait-il pas, lui dis-je alors, plus convenable de lui faire absorber la lumière à distance, au moyen d'un miroir concave? — Vous avez raison, répondit-il. Sur-le-champ il alla lui-même chercher son miroir, et cela avec tant de précipitation qu'il oublia sur la table la substance que j'étais si curieux de toucher. La saisir de mes mains, en ôter un morceau avec les ongles et le mettre dans la bouche, tout cela fut l'affaire d'un instant. » — M. Baudouin revient, l'expérience commence, et Kunkel ne dit pas si elle réussit.

« Je lui demande enfin s'il ne veut pas me faire connaître son secret. Il y consentit, mais à des conditions inacceptables. J'envoyai alors un messenger à M. Tutzky, qui avait longtemps travaillé dans mon laboratoire, et le priai de se mettre immédiatement à l'œuvre, en traitant la craie par de l'esprit de nitre (car je savais qu'on s'était servi de ces deux matières pour la préparation de l'esprit du monde), de calciner ce mélange fortement, et de m'informer du résultat de l'expérience par le retour du messenger. »

L'expérience réussit, comme on le pense bien, au delà de toute espérance, et Kunkel reçut, vers le soir même, un échantillon de son phosphore. Il en fit cadeau à M. Baudouin, en récompense de. . . sa soirée musicale.

Il est difficile d'être à la fois plus sagace et plus spirituel. Voici maintenant les détails concernant l'histoire de la découverte du phosphore proprement dit, dans laquelle Kunkel a joué un rôle important :

« Quelques semaines après la découverte du phosphore de Baudouin, je fus obligé de faire un voyage à Hambourg. J'avais emporté avec moi un de ces têts luisants, pour le montrer à un de mes amis. Celui-ci, sans paraître étonné, me dit : Il y a dans notre ville un homme qui se nomme le docteur *Brand*; c'est un négociant ruiné qui, se livrant à l'étude de la médecine, a dernièrement découvert quelque chose qui luit constamment dans l'obscurité. Il me fit faire connaissance avec Brand. Comme celui-ci venait de donner à un de ses amis la petite quantité de phosphore qu'il avait préparée, il fallait me rendre chez cet ami pour voir le corps luisant récemment découvert. Mais plus je me montrais curieux d'en connaître la préparation, plus ces hommes se tenaient sur la réserve. Dans cet intervalle, j'envoyai à M. Krafft, à Dresde, une lettre par laquelle je lui fis part de toutes ces nouvelles. Krafft, sans me répondre, se mit aussitôt en route, arriva à Hambourg, et, sans que je me doute seulement de sa présence dans cette ville, il achète le secret de la préparation du phosphore pour 200 thalers (environ 800 fr.), et à la condition de ne point me le dire à moi. Je me présentai un jour chez Brand, précisément au moment où il était en conférence avec Krafft. Brand sortit de sa chambre, et s'excusa de ce qu'il ne pouvait pas me recevoir, alléguant que sa femme était malade, et qu'il y avait encore une autre personne chez lui. D'ailleurs il me serait, ajouta-t-il, impossible de vous apprendre mon procédé; car ayant depuis essayé plusieurs fois, je ne l'ai plus réussi. Il fallut donc, bon gré mal gré, me préparer à quitter Hambourg sans avoir rien obtenu.

« Avant mon départ, je rencontre par hasard M. Krafft, auquel je raconte naïvement tout ce qui m'était arrivé. Celui-ci m'assura que je n'obtiendrais jamais rien de M. Brand, qui est, me dit-il, un homme très-entêté. Je ne savais pas alors que Brand se fût déjà engagé envers Krafft, par un serment, à n'apprendre ce procédé à personne. Je partis donc comme j'étais venu.

« De Wittemberg j'écrivis à Brand, en le priant itérativement de me faire connaître son secret. Mais il me répondit qu'il ne pouvait plus le retrouver. Je lui écrivis encore une fois, en insistant de nouveau. Il me répondit alors qu'il avait, par l'inspiration divine, retrouvé son art; mais qu'il lui était impossible de me le communiquer. Enfin, je lui adressai une dernière lettre, dans laquelle je lui apprenais que j'allais moi-même, de mon côté, me livrer à des recherches assidues, et que, si j'arrivais à mon but, je ne lui en aurais aucune reconnaissance. Car je savais que Brand avait travaillé sur l'urine, et que

c'était de là probablement qu'il avait tiré son phosphore.

« A cette lettre, il me fit la réponse suivante : « J'ai reçu la lettre de monsieur, et je vois avec regret qu'il est d'assez mauvaise humeur, etc. J'ai vendu ma découverte à Krafft pour la somme de 900 thalers. J'ai appris depuis que Krafft a obtenu une gratification de la cour de Hanovre. Si je ne suis pas content de lui, je serai disposé à traiter avec vous. Dans le cas où vous iriez vous-même découvrir mon secret, je vous rappellerai votre promesse, votre serment. »

« Cela avait-il le sens commun ? s'écrie Kunkel, justement indigné. Jamais de ma vie je n'avais supplié un homme avec des prières aussi instantes que ce M. Brand, qui se donne le titre de *doctor medicus et philosophus*. Il a encore l'audace de me demander une somme d'argent, si je parvenais moi-même à faire la découverte que je l'avais tant supplié de me communiquer !

« Enfin, de guerre lasse, je me mis moi-même à l'œuvre. Rien ne me coûta ; et au bout de quelques semaines, je fus assez heureux de trouver, à mon tour, le phosphore de Brand. Voilà, mon cher lecteur, toute l'histoire du phosphore : on voit par là que Brand ne m'en a pas appris la préparation.

« J'ai, depuis, appris que ce docteur tudesque (*doctor teutonicus*) s'est exhalé en invectives contre moi. Mais que faire d'un si pauvre docteur qui a complètement négligé ses études, et qui ne sait pas même un mot de latin ? Car je me rappelle un jour que son enfant s'étant fait une égratignure au visage, je recommandai au père de mettre sur la plaie *oleum cereæ*. Qu'est-ce que cela ? me dit-il. — Du cérat, lui répondis-je. — « Ben, ben, reprit-il dans son patois hambourgeois ; j'aurais dû y penser plus tôt. » C'est pour cela que je l'appelle le *docteur tudesque*. Son secret devint bientôt si vulgaire, qu'il le vendit par besoin, à d'autres personnes, pour dix thalers (environ quarante francs). Il l'avait, entre autres, fait connaître à un Italien qui, étant venu à Berlin, l'apprenait, à son tour, à tout le monde pour cinq thalers (environ dix-huit francs).

« Quant à moi, je fais ce que personne ne sait encore : mon phosphore est pur et transparent comme du cristal, et d'une grande force. Mais je n'en fais plus maintenant, parce qu'il peut donner lieu à beaucoup d'accidents malheureux. »

Ces faits, qui auraient perdu leur charme par une sèche analyse, se passèrent à peu près vers l'année 1669 à 1670.

Kunkel ne fut pas aussi intéressé, et ne fit pas le mystérieux comme Brand ; car il communiqua gratuitement son procédé à plusieurs personnes, et entre autres à Homberg, en présence duquel il fit l'opération en 1679.

PHOSPHOREUX (Acide). L'acide phospho-

reux est solide, blanc, d'une odeur alliée et d'une saveur acide. Il attire l'humidité de l'air, et finit par s'y transformer en acide phosphorique, en absorbant une plus grande quantité d'oxygène. Dissous dans l'eau, il est susceptible de cristalliser en parallépipèdes transparents. L'acide phosphoreux rougit la teinture de tournesol. Uni aux oxybases, il forme des phosphites, dont plusieurs sont insolubles. Versé dans l'eau de baryte, il produit un précipité blanc de phosphite de baryte. Comme tous les acides qui peuvent se suroxyder, il décolore le sulfate rouge de manganèse. L'acide phosphoreux, chauffé dans l'eau, se décompose : il se produit de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable, et de l'acide phosphorique. L'acide nitrique le change en acide phosphorique. Le chlore humide le transforme également en acide phosphorique, avec formation d'acide chlorhydrique. Chauffé avec le protoxyde rouge de mercure, il donne naissance à de l'acide phosphorique et à du mercure métallique.

Lorsqu'on expose le phosphore au contact de l'air, il répand de légères vapeurs blanches, et au bout d'un certain temps il finit par s'y consumer complètement. Ces vapeurs constituent un mélange d'acide phosphoreux et d'acide phosphorique. C'est ce mélange qui avait été considéré par quelques chimistes comme un acide particulier, et appelé *acide phosphatique*.

On obtient l'acide phosphoreux pur, en brûlant le phosphore dans des tubes étroits, où l'air ne pénètre pas en trop grande quantité à la fois. L'acide phosphoreux qui se produit se dépose, sous forme d'une poussière blanche, à la partie supérieure du tube.

Le meilleur procédé de préparation est le suivant : On fait arriver du chlore sur du phosphore en excès. Le chlorure de phosphore qui se produit décompose l'eau, pour donner naissance à de l'acide phosphoreux peu volatil, et à de l'acide chlorhydrique très-volatil. La chaleur achève la séparation de ces deux acides.

L'acide phosphoreux précipite en blanc l'eau de baryte, et le précipité (phosphite de baryte), chauffé avec du charbon, donne du phosphore. Il précipite en rouge le nitrate d'argent, et le précipité passe bientôt au noir. Ces caractères le distinguent de l'acide hypophosphoreux et de l'acide phosphorique. Formule : PhO^2 ou $\text{Ph}^2 \text{O}^2$.

PHOSPHORIQUE (Acide). L'acide phosphorique ordinaire est solide, blanc, incolore, inodore et d'une saveur franchement acide. Il est susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux. Soumis à l'action de la chaleur dans un creuset de platine (car il attaque les vases de grès et de verre), il perd peu à peu son eau, et prend l'aspect d'une masse vitreuse, parfaitement transparente, qui attire l'humidité de l'air, et qui ne tarde pas à devenir opaque.

Chauffé au delà de 300°, il se volatilise. La chaleur lui fait éprouver des modifications remarquables. (Voyez PHOSPHORIQUE et METAPHOSPHORIQUE [Acides].)

L'acide phosphorique rougit fortement la teinture de tournesol. Le charbon lui enlève son oxygène à la température de 300°, et le phosphore distille. Mais, comme l'acide phosphorique est volatil avant cette température, il faut le fixer préalablement dans une base telle que la chaux ou l'oxyde de plomb. Les hydracides et les oxacides n'ont aucune action sur l'acide phosphorique. Le potassium lui enlève tout son oxygène : il se produit du phosphure de potassium d'une odeur infecte.

L'acide phosphorique ordinaire sature 3 équival. de base ; 1 équival. de base peut être remplacé par 1 équivalent d'eau (eau de constitution) jouant le rôle de base. Ainsi, par exemple, en calcinant, à une chaleur modérée, un phosphate de soude contenant 1 équival. d'acide phosphorique, 2 équival. de soude et 2 1/2 équival. d'eau, on peut lui faire perdre tous les équival. d'eau moins un, sans dénaturer le phosphate. Cet équival. d'eau qui reste, et qui remplace 1 équival. de base, n'est éliminé qu'à la chaleur rouge ; et alors le phosphate est transformé en un autre sel (*pyrophosphate*).

Uni à la soude (phosphate de soude), l'acide phosphorique précipite le nitrate d'argent en jaune. Il précipite l'eau de chaux en blanc ; et le précipité, insoluble dans l'eau, est soluble dans un excès d'acide (phosphate acide de chaux). Combiné avec une base non alcaline et calciné avec du charbon, il donne du phosphore.

L'acide phosphorique n'existe pas dans la nature, à l'état de liberté. On le trouve à l'état de combinaison dans les phosphates de chaux, de soude, de fer, de plomb, etc.

On obtient l'acide phosphorique en traitant à chaud le phosphore par l'acide nitrique. On évapore, pour chasser l'excès d'acide nitrique et de vapeurs nitreuses. On achève la concentration de l'acide phosphorique dans des vases de platine, en chauffant à peu près jusqu'à 200°. L'acide phosphorique ordinaire (hydrate), saturant 3 équivalents de base, se compose de

45,96 de phosphore,
56,04 d'oxygène,
12,48 d'eau.

De là sa formule = Ph O⁵, 3H₂O.

Acide phosphorique anhydre. Il est solide, blanc (sous forme de flocons), inodore, d'une saveur acide assez agréable. Il est fusible, et se volatilise beaucoup plus difficilement que l'acide phosphorique hydraté. Il se dissout dans l'eau, en produisant un sifflement semblable à celui d'un fer rougi qu'on y plongerait. Il attire fortement l'humidité de l'air, et se transforme en acide phosphorique hydraté.

On obtient l'acide phosphorique *anhydre* en brûlant du phosphore sec dans de l'oxygène ou dans de l'air atmosphérique parfaitement desséché. L'acide se dépose, sous forme de flocons blancs, sur les parois du vase.

Il se compose, en centièmes, de

45,96 phosphore,
56,04 d'oxygène.

De là sa formule : = Ph O⁵.

PHOSPHOVINIQUE (Acide). Synonyme : *Éthérophosphorique*. Liquide incolore, de consistance sirupeuse, d'une saveur très-acide, miscible en toutes proportions à l'eau, à l'alcool et à l'éther. À une température élevée, il se décompose en éther, en alcool, en gaz inflammables et en un résidu charbonneux. On l'obtient par la réaction de l'acide phosphorique hydraté par l'alcool. Formule : Ph O⁵, Ac O, + 2H₂O.

PHOTOGRAPHIE. (D $\epsilon\tilde{\omega}\zeta$, lumière, et $\gamma\rho\acute{\alpha}\tau\omega$, je trace.) Synonyme : *Daguerrotypie*. On a donné ce nom à l'action combinée de la lumière et de certaines substances chimiques (sels d'argent), ayant pour résultats les dessins exacts des images qui frappent une couche métallique (plaquée) enduite de chlorure ou de bromure d'argent, et d'une mince couche de vapeur mercurielle. Ce fut en 1810 que M. Daguerre, auquel le Gouvernement français a décerné une récompense nationale, découvrit les images photographiques. Cette découverte, qui fit beaucoup de bruit, est due au hasard plutôt qu'à la science guidée par la théorie. On a jusqu'à présent vainement essayé de donner une explication rigoureusement scientifique du procédé daguerrien, que MM. Belfield et L. Foucault ont ainsi modifié : « Ayant fait choix d'une surface d'argent dont la planimétrie et la continuité soient suffisamment parfaites, on la polit superficiellement à l'aide d'une poudre de pouce lavigée et desséchée avec le plus grand soin, et quelques gouttes d'essence de térébenthine du commerce, non rectifiée. La partie volatile de l'essence s'évapore pendant l'opération du polissage, et il reste à la surface de la plaque une couche pulvérulente grisâtre dont elle se dépouille avec une facilité extrême, et au-dessous de laquelle elle apparaît nette, noire et brillante. Il ne reste plus qu'à atténuer l'épaisseur de la couche résineuse, soit en dissolvant une portion à l'aide de l'alcool de 45° rectifié à la potasse et à la chaux, soit en frottant mécaniquement au moyen des poudres sèches. Les personnes qui ont coutume d'examiner à l'aide du soufflé condensé l'état des surfaces métalliques sauront facilement reconnaître les moindres défauts dans la continuité et l'uniformité de la couche résineuse.

« Exposée à la vapeur de Iode, la plaque ainsi vernie se comporte exactement comme une plaque préparée et desséchée avec le plus grand soin par les procédés ordinaires. Les teintes se succèdent avec la même rapidité,

dans le même ordre, et les nuances ont la même valeur. D'ailleurs les tons seront d'autant plus chauds et plus bruns, la série sera d'autant plus nette et plus tranchée, que la couche résineuse sera plus mince et plus exempte de toute trace d'humidité.

« Soumise à l'action de la lumière dans la chambre noire, la couche impressionnable ainsi préparée se comporte encore comme la couche iodurée obtenue par les méthodes usuelles. L'image s'y forme de la même manière et dans le même temps.

« Mais l'exposition de la couche iodurée ainsi préparée à la vapeur du brome présente cette particularité remarquable, qu'un léger excès dans la quantité de vapeur absorbée ne donne plus naissance au phénomène désigné sous le nom de *voile de brome*. Un faible excès de brome ne s'annonce que par l'aspect de grisaille que prend l'image à la vapeur du mercure, aspect qui devient de plus en plus prononcé jusqu'à ce que l'image disparaisse presque entièrement sous une cendrée blanchâtre. Toutefois, une exposition prolongée à un grand excès de brome désorganise entièrement la couche impressionnable, et la vapeur du mercure n'y fait plus apparaître alors que de larges taches d'un brun rougeâtre et à bords déchiquetés. »

De l'ensemble de leurs expériences, MM. Belfield et L. Foucault ont conclu :

1° Que l'image daguerrienne se forme dans l'épaisseur d'une couche de matière organique étendue par l'opération du polissage à la surface de l'argent ;

2° Que l'opération du polissage ne doit plus avoir pour but de *décaper* la surface métallique, mais bien d'y étendre uniformément une couche continue et mince de vernis ;

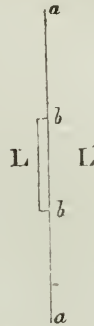
3° Que ce vernis, suffisamment épais et convenablement choisi, a pour résultat de prévenir la formation du *voile de brome*, et permet ainsi d'atteindre toujours au maximum de sensibilité de la couche impressionnable.

Le procédé daguerrien a reçu depuis lors de nombreux perfectionnements, dans le détail desquels nous ne pouvons pas entrer ici. Ceux qui sont parvenus à obtenir les images les plus nettes en ont fait, sauf quelques exceptions, une branche d'industrie plus ou moins lucrativement exploitée.

On a jusqu'à présent vainement essayé de fixer les images des objets avec leurs couleurs naturelles. Cette découverte serait plus belle encore que la première.

PHOTOMÈTRE. (De φως, lumière, et μέτρον, mesure.) Instrument destiné à mesurer l'intensité de la lumière. Ces instruments, dont on a imaginé un assez grand nombre, laissent en général beaucoup à désirer. M. Bunsen, pour mesurer le jet de lumière produit entre deux pointes de charbon par un courant électrique de la pile de charbon, a proposé le photomètre suivant :

Soit un diaphragme transparent, par exemple un morceau de papier mince *aa* double



par un second morceau de papier *bb* ; que ce diaphragme soit éclairé à sa surface postérieure *L* par une faible source de lumière constante, et à sa face antérieure *L'* par la lumière α' dont il s'agit de mesurer l'intensité : on verra que la face antérieure du diaphragme sera différemment éclairée par la coïncidence des deux lumières. La clarté des faces *ab* se compose des rayons émanés de $L = \alpha$, et de la portion de lumière de L' qui ne traverse pas le diaphragme $= \beta$. Conséquemment la clarté des deux faces est $\alpha + \beta$. La partie *bb* de la face antérieure du diaphragme reçoit également la quantité de lumière α , moins les rayons x retenus par le morceau de papier double. La face *bb* reçoit de α' la quantité de lumière β , et en outre la portion de lumière parlant de α' , qui traverse le premier papier et qui est rejetée de la surface du second, et que nous désignerons par y . La clarté de la face *bb* est donc en tout $\alpha + \beta - x + y$.

Si $\alpha = y$, les clartés des faces *bb* et *ab* sont égales, savoir α et β , et le papier apparaît comme une surface blanche uniformément éclairée.

Si $\alpha > y$, la face *bb* reçoit moins de lumière que *ab*, et apparaît comme une tache obscure sur un fond blanc.

Enfin, si $y > \alpha$, on aura le cas inverse, et la face *bb* apparaît comme une tache blanche sur un fond obscur.

Si l'on approche la source de lumière L' du diaphragme, la surface revêt successivement les trois phases indiquées. Afin d'éviter les nuances des couleurs subjectives qui accompagnent le passage du noir au blanc, M. Bunsen se sert de deux lames de verre dépoli renfermant deux feuillets de papier à lettre superposés, dont l'un plus grand et l'autre plus petit. Si l'on place ces lames à la face antérieure d'une caisse faiblement éclairée à l'intérieur

ricur, il est facile, en approchant ou en éloignant ce petit appareil photométrique, de trouver la distance à laquelle la surface se présente uniformément éclairée, sans offrir ni une tache blanche ni une tache noire. Or, cette distance élevée au carré donne le rapport cherché de l'intensité de la lumière.

D'après cette méthode, qui permet aussi de comparer entre elles des lumières diversement colorées, il est manifeste que la flamme produite par une batterie de charbon de 48 couples est aussi intense que celle que produiraient 372 bougies stéariques.

PH TALIQUE (Acide). Synonyme : *Acide naphthalique*. Produit de l'action de l'acide nitrique bouillant sur le chlorure de naphthaline. Il cristallise en lamelles, peu solubles dans l'eau froide, très-solubles dans l'alcool et l'éther. Par la distillation sèche, il perd de l'eau et se change en *acide phthalique anhydre*. Il forme des sels (*phthalates* ou *naphthalates*) cristallisables. Formule : $C^{16}H^{10}O^8$.

PHYSIQUE. (De φυσική, nature.) On donne ce nom à la science qui a pour objet l'étude des corps impondérables (calorique, lumière, électricité, magnétisme) et des corps pondérables, soumis à des lois naturelles (pesanteur, attraction, etc.). La physique s'occupe des propriétés extérieures, appréciables (*organoleptiques*), des corps pondérables, sans pénétrer, comme le fait la chimie, dans l'intérieur de leur constitution moléculaire.

PICAMARE. (De πικρ, poix, *amarus*, amer). Produit de la distillation du goudron et d'autres matières organiques. Il a l'aspect d'une huile incolore; sa densité est 1,10. Sa saveur est brûlante et très-amère. Il bout à 270°. Il est très-peu soluble dans l'eau, et se dissout très-bien dans l'alcool, dans l'éther et dans les huiles. Il forme avec les alcalis des combinaisons cristallines.

PICROLICHÉNINE. Matière cristalline, blanche, découverte par M. Alms en épuisant le lichén (*Fariolaria amara*) par l'alcool. Elle est fusible au-dessous de 100°, peu soluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool et l'éther. La potasse caustique la dissout avec une coloration d'un rouge de vin. Les acides précipitent de cette solution une matière d'un brun rouge et amère. La picrolichénine possède, suivant M. Alms, des propriétés fébrifuges. Composition non déterminée.

PICROTOXINE. Voyez MÉN. SPERMINE.

PIED. Ancienne mesure, contenant douze pouces, chaque pouce contenant douze lignes. Le pied équivalant à 0 m 3248.

PIERRE CALCAIRE. Carbonate de chaux. C'est une des pierres les plus abondamment répandues dans la nature. Elle forme presque le quart de la croûte terrestre.

PIERRE DE BOLOGNE (Spath pesant). Voyez BARYTE, sulfate. Après avoir été calcinée avec du charbon ou quelque autre matière organique, cette pierre acquiert la pro-

priété de luire dans l'obscurité (*phosphore de Bologne*).

PIERRE A CAUTÈRE. Voyez POTASSE.

PIERRE INFERNALE. Voyez ARGENT, nitrate.

PIERRE PHILOSOPHALE. Le centre autour duquel gravitaient toutes les opérations du grand œuvre était la *Pierre philosophale* (λίθος φιλοσόφων), le mercure des sages, la panacée universelle, ou comme on voudra l'appeler. *Santé et richesse*, voilà le côté pratique du grand œuvre, tandis que le côté théorique se rattachait aux mystères de la religion, de l'astrologie, de la cosmogonie, et un mot à toutes les connaissances religieuses et spéculatives de l'homme. Or, qu'était la pierre philosophale?

Il est arrivé ici ce qui arrive toujours lorsqu'on abandonne la voie de l'expérience pour se livrer exclusivement à l'essor de l'imagination : tout est vague, incertain. La pierre philosophale était tantôt le cinabre, tantôt le soufre; pour les uns, c'était l'arsenic, qui blanchit le cuivre; pour les autres, c'était la cadmie, qui le jaunit; enfin, pour d'autres, c'était quelque chose de surnaturel, qui ne pourrait être saisi que dans certaines conditions physiques, enveloppées de mystères. Pour tous, la pierre philosophale était une substance ayant la vertu de transformer les métaux imparfaits en or ou en argent, et de procurer ainsi immédiatement la richesse.

Mais comme la richesse n'a aucune valeur si celui qui la possède ne peut en jouir, la pierre philosophale devait être nécessairement accompagnée de cette autre pierre philosophale qui donnait le secret de guérir toutes les maladies, et de prolonger la vie même au delà du terme ordinaire. C'est là la pierre philosophale, pour ainsi dire, à l'état liquide, qui porte le nom d'*élixir philosophal* ou de *panacée universelle*, que les uns croyaient avoir trouvée dans une teinture mercurelle, les autres dans une teinture d'or ou d'argent. Atteindre le bonheur suprême dans ce monde, tel était le but de ceux qui s'occupaient exclusivement de la recherche de la pierre philosophale et de la panacée universelle. Mais comme cette recherche était intimement liée à des croyances mystiques et religieuses, et que d'ailleurs le plus grand nombre ne trouvaient pas dans ce monde le bonheur qu'ils y cherchaient, il fallait absolument franchir les limites de la sphère terrestre, pour venir planer dans les régions supérieures de la vie spirituelle. C'est alors que l'adepte cherchait à s'identifier avec l'*âme du monde* (cette troisième pierre philosophale que l'on pourrait appeler la pierre philosophale à l'état spirituel), afin de jouir par anticipation, dans la communauté des démons, des anges et des esprits, de ce bonheur qu'il lui avait été impossible de se procurer par la voie naturelle.

La résumé, il y a trois catégories distinctes

de l'art sacré, ainsi que de l'alchimie : 1^o la *Pierre philosophale* ; 2^o la *panacée universelle* ; 3^o l'*âme du monde*. Dans la première, on cherchait la richesse matérielle ; dans la seconde, une longue vie ; et dans la troisième, le bonheur au sein de la Divinité ou dans le commerce avec les démons.

Mais qu'on ne s'imagine pas que ces trois catégories soient toujours bien tranchées dans les œuvres des adeptes, et faciles à démêler. Le ciel et la terre, tout se confond dans le labyrinthe des doctrines néoplatoniciennes, labyrinthe où la raison se perd et l'imagination s'égare.

Cependant, au milieu de cette confusion même, on remarque toujours un principe fondamental : la *suprématie de l'esprit sur la matière*. Avant de rien entreprendre, l'opérateur invoque le Saint des saints pour la réussite de son œuvre ; il emploie les combinaisons dans lesquelles les démons ou les anges sont supposés se complaire. Aussi l'œuvre qu'il pratique s'appelle-t-il *grand* ; et l'art qu'il cultive, *sacré* et *divin*. Les derniers commentateurs païens de Platon et d'Aristote sont comptés au nombre des maîtres de l'art sacré. Mais ils appartenaient plus particulièrement à la troisième catégorie, qui avait pour objet l'âme du monde, ou la félicité suprême au sein de la Divinité ou dans le commerce des démons. (BOEPER, *Histoire de la Chimie*, tom I, p. 255.)

PIERRES PRÉCIEUSES. Substances minérales qui doivent le prix qu'on y attache soit à leur rareté, soit à l'éclat et à l'aspect coloré qui les caractérisent. On distingue les pierres précieuses en *naturelles* et en *artificielles*. Les premières sont, en général, des silico-aluminates (*corindon*, *saphir*, *émeraude*, *topaze*, *rubis*) contenant une petite quantité d'oxydes métalliques (fer, cuivre, manganèse, etc.). Elles sont d'origine ignée, et présentent des formes cristallines plus ou moins belles. Les pierres précieuses artificielles sont fabriquées avec une pâte vitreuse (composée de silice, de potasse et d'oxyde plombique) dans laquelle on fait entrer divers oxydes métalliques (oxydes de cuivre, de fer, de manganèse, de cobalt, de chrome, etc.), suivant les colorations qu'on cherche à obtenir.

La fabrication des pierres précieuses artificielles remonte à une époque fort reculée. De toutes les pierres précieuses, celles qu'on imitait le plus communément étaient l'émeraude et le rubis. On imitait l'émeraude au moyen du cuivre incorporé dans une masse vitreuse, et le rubis au moyen du fer. Mais ce qui ne doit pas moins nous surprendre, c'est qu'on savait déjà fort bien distinguer une pierre artificielle d'une pierre naturelle. Dans ce but, on se servait d'une pierre dure siliceuse (*rotes*), qui devait entamer ou rayer l'une, et laisser l'autre intacte. « Car, ajoute Pline, la matière des pierres imitées est plus

tendre (*mollior enim materia*). » On les distinguait également au poids, ainsi qu'à d'autres caractères physiques extérieurs. « Toutes les pierres précieuses, vraies ou fausses, sont rayées par le diamant. » (Pline, *Hist. nat.*, XXXVII, 4.)

PIERRE DE TOUCHE. Voyez MONNAIES D'OR.

PIERRE URINAIRE. Voyez CALCUL URINAIRE.

PIGNON. Petite roue, placée d'ordinaire sur l'axe d'une grande roue. Les dents ou les ailes du pignon engrainent avec les dents d'une autre roue plus grande, communiquent ainsi le mouvement.

PIGNONS D'INDE. Fruits (graines) du *Jatropha curcas*, de la famille des Euphorbiacées. Ces fruits fournissent l'acide *jatrophique* ou *igasurique*.

PILE. La construction des piles repose sur le fait que deux corps de nature différente produisent par leur contact un courant électrique plus ou moins sensible. Volta imagina le premier un instrument pour démontrer expérimentalement la production de l'électricité au contact de deux substances hétérogènes. Sur une plaque de verre, destinée à isoler l'électricité, il posa un disque de cuivre, sur celui-ci un disque de zinc, et sur le zinc une rondelle formée de papier ou de drap, et humectée d'une dissolution saline ou d'acide sulfurique. Sur cette première rondelle humide on pose, dans le même ordre, cuivre, zinc, rondelle humide ; et on continue ainsi dans le même ordre. C'est là ce qui constitue une *pile de Volta*. Les deux disques de zinc et de cuivre peuvent être soudés ensemble : c'est ce qu'on appelle un *couple* ou un *élément* de la pile. L'extrémité de la pile qui charge le condensateur d'électricité vitrée se nomme le *pôle positif*, et celle qui le charge d'électricité résineuse, le *pôle négatif*. Les fils de fer qu'on fait communiquer avec les extrémités de la pile, et qui conduisent l'électricité, s'appellent eux-mêmes *pôles*. L'invention de cet appareil (*pile à colonne*) et les merveilleux effets qu'on en obtenait produisirent une sensation générale ; et on ne songea plus dès lors qu'à perfectionner un instrument qui ouvrait un champ illimité aux investigations des physiciens. Bientôt à la pile à colonne, qui, en raison de la pression supportée par les rondelles inférieures, se prêtait mal à la composition de puissantes batteries, on substitua la *pile à auge*, la *pile de Wollaston*, et la *pile en hélice*. Dans la pile à auge, les couples rectangulairement soudés sont disposés de champ et parallèlement dans une caisse de bois, dont les parois intérieures sont enduites d'un vernis non conducteur. L'intervalle compris entre ces deux couples est rempli d'eau aiguisée d'un acide minéral ; cette lame d'eau, d'environ un centimètre d'épaisseur, remplace la rondelle humide de la

pile à colonne. La réunion de plusieurs piles semblables forme une *batterie voltaique ou galvanique*. Nous avons exposé à l'article *Electricité* la manière dont on explique la production du courant électrique, et sa transmission jusqu'aux pôles. La pile de Wollaston et la pile en hélice ne sont que des modifications de la pile à auge; elles sont plus puissantes que la dernière. Les *piles sèches de Zamboni* ont été ainsi appelées, parce qu'il entre très-peu de liquide dans leur composition. Les disques de ces piles consistent en des feuilles de papier; d'un côté on a collé une feuille de zinc lamé, et sur le revers on a étalé à plusieurs reprises, avec un bouchon, du peroxyde manganésé très bien porphyrisé. On superpose plusieurs disques semblables, et l'on fait ainsi des piles de 1000 à 2000 couples.

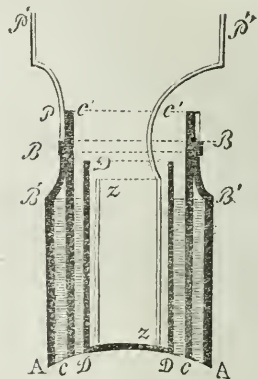
Plus tard, Snée, Young, Munch, Sturgeon et Wheatstone ont imaginé d'autres piles qui portent les noms de leurs inventeurs. Ces piles sont toutes à un seul liquide; l'électricité y est toujours produite par la décomposition de l'eau et l'oxydation du zinc; les deux métaux qui les composent s'y trouvent l'un et l'autre à l'état négatif par la communication plus ou moins conductrice qu'ils ont entre eux au dehors du liquide; et l'hydrogène qui est positif ne se porte sur l'élément non oxydé (platine, cuivre, fonte) que parce que cet élément est chargé de l'électricité négative qu'il a reçue du zinc, et peut ainsi, en décomposant l'eau en sens inverse, c'est-à-dire en prenant l'hydrogène, compléter la chaîne des décompositions successives entre toutes les molécules liquides qui separent les deux métaux. La tension électrique élémentaire de ces diverses piles peut cependant être variable: il en est de même de la quantité d'électricité développée sur une surface donnée, à cause des divers états dans lesquels se trouve le zinc, à cause de la conductibilité propre du liquide, et enfin à cause de l'état différent dans lequel se trouvent les surfaces sur lesquelles l'hydrogène se dégage ou se combine pour opérer des revivifications métalliques (Pouillet).

Plus récemment, Becquerel, Daniell, Schoenbein, Fechner, Grove, de la Rive, multipliant les expériences sur l'électricité voltaique, ont construit des éléments à deux liquides, avec lesquels on obtient des effets remarquables.

Maïs la pile qui, en raison de sa simplicité, de sa commodité et de son bon marché, a remporté tous les suffrages, c'est la pile de charbon de M. Bunsen, célèbre physicien de Strasbourg. Comme cette pile, quoique découverte récemment (en 1845), est déjà devenue d'un usage presque universel, nous allons en communiquer ici une description détaillée.

Dans cette pile à effet constant, un cylindre de charbon remplace d'une manière très-ingénieuse les lames de platine de la pile de

Grove. Chaque couple de cette pile, dont voici la figure,



se compose de quatre pièces solides de forme cylindrique, qui s'emboîtent les unes dans les autres, sans frottement. Voici l'ordre dans lequel ces pièces sont disposées, en commençant par la pièce extérieure, qui renferme toutes les autres :

1° Un bocal en verre A B, plein d'acide nitrique du commerce jusqu'au B' ;

2° Un cylindre creux de charbon CC', percé de trous, ouvert aux deux extrémités, et qui (la pile étant en action) plonge dans l'acide nitrique jusqu'aux trois quarts de sa hauteur en B'. Sur le collet hors du bocal, et qui ne plonge point dans l'acide, s'adapte à frottement un anneau en zinc bien décapé; au bord supérieur de cet anneau est soudée en P une patte métallique P' recourbée, destinée à établir le contact avec le pôle contraire ;

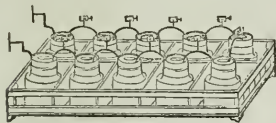
3° Une cellule ou diaphragme en terre poreuse DD, qui s'introduit dans l'intérieur du cylindre de charbon, de manière à laisser un intervalle de 3 millimètres environ. Cette cellule reçoit de l'acide sulfurique étendu (1 partie d'acide du commerce pour 7 à 8 parties d'eau) ;

4° Un cylindre creux en zinc amalgamé ZZ, qui plonge dans l'acide sulfurique de la cellule précédente. Le bord supérieur de ce cylindre est surmonté d'une patte (de zinc) P'', propre à établir le contact avec le pôle contraire.

La réunion de ces pièces constitue un couple de la nouvelle pile : le cylindre de charbon, muni de son anneau et plongeant dans l'acide nitrique du bocal, joue le rôle d'élément électro-positif; le cylindre de zinc amalgamé, plongeant dans l'acide sulfurique de la cellule, joue le rôle d'élément électro-négatif.

Pour réunir plusieurs couples en batterie, on fait communiquer le cylindre de zinc avec le cylindre de charbon, comme on le voit dans la figure ci-dessous. Cette communication s'effectue en appliquant l'une contre l'autre les pattes ou lames recourbées qui dépassent le bord supérieur de ces cylindres, et en les maintenant serrées au moyen d'une petite pince de cuivre, munie d'une vis de pression. Il va sans dire que les extrémités ou pôles d'une batterie sont représentées d'un côté par la queue d'un anneau de zinc embrassant le collet du charbon (pôle électro positif), et de l'autre par la queue d'un cylindre de zinc amalgamé (pôle électro-négatif).

Un seul couple suffit pour fondre un fil de fer mince, et peut servir utilement aux expériences de galvanoplastie et de dorure. Avec deux éléments on obtient la décomposition de l'eau.



L'électricité voltaïque a reçu des applications heureuses dans l'industrie et dans les arts. Le cuivre, revivifié par l'action d'un courant électrique, prend avec une extrême précision la forme des corps sur lesquels il se dépose ; il s'y moule comme de la cire. C'est ce fait qui a donné naissance à la *galvanoplastie* et à la *galvanotypie* ou *electrotypie*, dont Spenceur en Angleterre et Jacobi en Russie peuvent être regardés comme les inventeurs. Le nom de galvanoplastie s'applique particulièrement aux statues, bas-reliefs, médailles, recouverts d'une mince couche de cuivre ; tandis que le nom de galvanotypie ou d'electrotypie se rapporte aux clichés, aux planches gravées, et en général à tous les objets destinés à transporter leurs empreintes sur d'autres corps, par la pression. Les procédés de dorure, d'argenture, de platinage, de cobaltage, de zincage, etc., reposent sur l'heureuse application de l'électricité voltaïque. Enfin, M. Becquerel, dont les travaux sur l'électricité sont connus de tout le monde, a été tout récemment conduit à donner plus d'extension aux essais de Nobili sur le dépôt des oxydes par voie galvanique, et sur la coloration des métaux par l'oxyde de plomb. Antérieurement à ces expériences, M. Becquerel avait déjà mis en pratique l'heureuse idée d'employer l'électricité à l'extraction des métaux de leurs minerais.

PILLE DE HÉRON. Machine hydraulique, consistant en une sphère à laquelle a été joint un tuyau étroit qui forme un jet d'eau, lorsqu'on y souffle. Cette machine, espèce de

fontaine de compression, a été inventée par Héron d'Alexandrie.

PIMARIQUE (Acide). Acide cristallin, extrait par M. Laurent du *Pinus maritimus*, au moyen d'un mélange bouillant de 3 parties d'alcool et de 1 partie d'éther. Par la distillation il se décompose en acide *pyromarique*, très-soluble dans l'alcool et cristallisable en tablettes à trois pans.

PINIQUE (Acide). Synonyme : *Résine alpha* de la colophane. Produit semblable à l'acide sylvique. Il constitue la partie non cristallisable de la colophane. On l'obtient en épuisant la colophane pulvérisée par de l'alcool de 72 p. 100. Soumis à la distillation, l'acide pinique donne l'acide *colopholique*, ou la *resine gamma* de Berzelius. Il a été découvert par Unverdorben. Formule : $C^{40} H^{30} O_4$.

PIPÉRINE. (Synonyme : *Pipérin*.) Principe blanc, cristallin (prismes ou aiguilles), fusible à 100°, insoluble dans l'eau froide et soluble dans l'alcool. Ses dissolutions ont la saveur du poivre. La pipérine est un alcaloïde faible, qui s'obtient en épuisant le poivre blanc par l'alcool de 0,855. Il a été découvert, en 1820, par M. Oerstedt. Formule : $C^{34} H^{13} NO^2$.

PISTOLET DE VOLTA. C'est une espèce de pistolet dont le projectile est lancé, non par la poudre, mais par un mélange explosif de deux volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxygène, enflammé par une étincelle électrique.

PISTON. Tige solide, dont la partie inférieure fait l'office d'une espèce de bouchon fermant exactement le corps d'une pompe. Par son mouvement alternativement ascendant et descendant, le piston fait entrer dans le corps de pompe et en sortir le liquide ou le gaz qui se trouve immédiatement en communication avec le corps de pompe.

PITOXINE. Principe cristallin obtenu par M. Peretti en épuisant la racine du *China pitoka* par l'alcool. Cet alcaloïde n'est amer qu'en combinaison avec les acides. Il fond au delà de 120°, et se volatilise partiellement en aiguilles fines. Composition non déterminée.

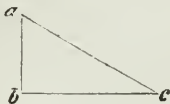
PITTACALE. (De $\pi\acute{\iota}\tau\tau\alpha$, poix, et $\alpha\lambda\acute{o}\varsigma$, beau). Matière d'un bleu foncé, cassante, inodore, insipide, et susceptible de prendre un éclat métallique par le frottement. Elle se combine avec l'alumine, et peut être très-solide-ment appliquée sur les étoffes teintes. M. Reichenbach l'a obtenue par un procédé dont il n'a pas encore communiqué tous les détails.

PLAGE. On appelle ainsi un point quelconque de l'horizon. Cependant on ne compte que quatre principales plages, le *nord* (septentrion), le *midi* (sud), l'*est* (orient) et l'*ouest* (occident). On les appelle aussi les points cardinaux.

PLAN. Surface à laquelle peut exactement s'appliquer une ligne droite dans tous les sens.

PLAN INCLINE. Plan faisant un angle

aigu avec un plan horizontal. De la théorie du plan incliné se déduisent quelques points importants pour la pratique. C'est sur le plan incliné que la force de la pesanteur a pu être pour la première fois bien étudiée par Galilée. Lois de la descente des corps sur des plans inclinés :



1^o Si un corps est placé sur un plan incliné, son poids absolu sera à son poids relatif comme la longueur du plan *a c* est à sa hauteur *a b*.

2^o Les poids respectifs du même corps sur différents plans inclinés, sont l'un à l'autre comme les sinus des angles d'inclinaison.

3^o Plus l'angle d'inclinaison est grand, plus aussi est grand le poids respectif. Ainsi, dans un plan vertical, où l'angle d'inclinaison est le plus grand (égal à un angle droit), le poids respectif est égal au poids absolu; et dans un plan horizontal, où il n'y a aucune inclinaison, le poids respectif s'annule totalement.

PLANÈTE. (De *πλανήτης*, errer). Astre non lumineux par lui-même, décrivant, en tournant autour du soleil, une ellipse dont l'un des foyers est occupé par le soleil. La Terre est une de ces planètes. Les planètes les plus anciennement connues sont, après la terre Mercure, Vénus, Mars, Jupiter, Saturne. Les autres plus récemment découvertes sont Uranus, Vesta, Junon, Pallas, Neptune, Astrée.

PLATINE. Corps simple ayant la couleur et l'éclat de l'argent; il a seulement une teinte un peu plus grisâtre. Il est extrêmement ductile et un peu moins malléable que l'or. D'après Wollaston, la ténacité du platine est à celle du fer comme 59 : 60. Lorsque le platine est parfaitement pur, il est plus mou que l'argent; la présence d'une quantité minime d'un métal étranger le durcit beaucoup. Le platine est le moins dilatable de tous les métaux; sa dilatation linéaire est : 0,000, 3363, de 0° à 100°. Le *maximum* de sa densité est 21,80. C'est le plus dense de tous les métaux. Le platine est infusible au feu de nos fourneaux. Il ne fond qu'à la flamme du mélange explosif d'oxygène et d'hydrogène, ou par l'action d'une puissante pile de Volta. A l'état de liquéfaction, il bouillonne en lançant des étincelles. A une très-haute température blanche, il se ramollit assez pour pouvoir être forgé et soudé sur lui-même comme le fer. A cette même température, on peut travailler sous le marteau le platine *en éponge*, et lui donner la forme de lames métalliques. Le platine du commerce n'est jamais pur : il contient ordinairement 1/2 p. 100 d'iridium et de palladium; c'est ce qui le rend si dur.

Le platine est inaltérable à l'air dans les circonstances ordinaires. Il est complètement inoxydable, soit à froid, soit à chaud, propriété qui lui aurait valu autrefois le premier rang parmi les métaux *nobles*. Il ne décompose l'eau à aucune température. Il n'est lui-même attaqué que par un très-petit nombre de corps. L'eau régale seule l'attaque et le dissout facilement. Le chlore, le brome, le fluor, et surtout l'eau régale, l'attaquent et le dissolvent mieux à chaud qu'à froid. Les acides azotique et sulfurique concentrés ou étendus ne l'attaquent ni à froid ni à chaud.

Cependant un alliage de platine et d'argent est facilement attaqué et dissous par l'acide azotique. Le nitre et la potasse caustique l'attaquent à chaud : il se forme du protoxyde, ou, au contact de l'air, un mélange de protoxyde et de peroxyde. Le platine en éponge se combine avec le *soufre* fondu ou en vapeur; la combinaison a lieu avec dégagement de lumière. Il se combine dans les mêmes circonstances avec le *phosphore*. Le phosphore, l'arsenic et le soufre rendent le platine très-cassant. Le platine s'allie avec presque tous les métaux.

Les minerais de platine renferment presque toujours, outre le platine, du palladium, du rhodium, de l'iridium, de l'osmium, et d'autres corps (*ruthénium*, *polonium*) qui sont encore à examiner. On rencontre des minerais de platine en quantité exploitable, au Pérou et au Brésil, dans les mêmes terrains d'alluvion qui renferment l'or et le diamant. Il y existe sous forme de grains ou de larmes arrondis. On avait pensé que la forme granulaire du platine natif était due au roulement de masses d'eau considérables, venant à l'appui de l'existence d'un déluge universel; mais cette opinion est contredite par la forme quelquefois cristalline de ces grains de platine, dont M. Boussingault a découvert près de Santa-Rosa, en Colombie, un gisement dans une sienite altérée, dont personne ne peut contester l'origine ignée. On trouve les principaux gîtes de platine dans l'Amérique méridionale, comme, par exemple, dans les sables du fleuve Pinto, à Puito, à Popayan, au Choco près de Santa-Fé (Colombie); dans les capitaineries de Matto-Grosso et de Minas-Geraes (Brésil). On trouve quelquefois des minerais de platine en grains, de la grosseur de plusieurs livres, dans les mines du mont Oural, à Nischné-Tagilsk, à Goroblago-dask, à Kuselwa, dans des sables aurifères. Il paraît que les galènes d'Alloue, de Grand-Neuville (Charente), de Melle (Deux-Sèvres), renferment des traces de platine. Les minerais de platine sont lavés comme les minerais d'or, afin d'en séparer les matières pierreuses légères. Après le lavage, on a les grains de platine contenant des métaux étrangers, tels que l'or, le fer titané, le fer chromé, le cuivre, le plomb, et principalement le palladium, le rhodium et l'osmium d'iridium.

La préparation du platine est assez compliquée, à cause du grand nombre de substances

étrangères que renferment les minerais de platine. On prélève généralement les procédés par la *voie humide* aux procédés par la *voie sèche*. On broie d'abord le minerai, afin d'en séparer les traces de fer magnétique au moyen d'un barreau aimanté; puis on le chauffe, afin d'en éliminer le mercure, qui se volatilise; enfin, on traite le minerai par de l'acide chlorhydrique, auquel on ajoute de l'acide azotique par petites doses successives. On évapore la liqueur, et on réitère l'opération jusqu'à ce que l'acide ne dissolve plus rien. La dissolution contient le platine, le palladium, le rhodium, le cuivre, un peu de fer, et une certaine quantité d'iridium. Il reste un dépôt insoluble d'osmium, d'iridium (en paillettes brillantes), de fer titané, et quelquefois de l'oxyde d'iridium sous forme de poudre noire, surtout lorsque l'acide azotique a été employé en trop forte proportion. Après avoir étendu la dissolution de dix fois environ son volume d'eau, on y verse une dissolution de sel ammoniac faite à froid: le précipité qui se forme est un chlorure double de platine et d'ammonium (*chloro-platinaté d'ammonium*) colore en *rouge brûlé* (cette couleur est due à une certaine quantité de chlorure double d'iridium et d'ammonium). On calcine ce précipité dans un creuset de porcelaine, et on traite le résidu de la calcination par de l'eau régale un peu faible, laquelle dissout le platine et laisse presque tout l'iridium intact. On précipite de nouveau la dissolution par du sel ammoniac; et tant que le dépôt qui se produit n'est pas d'un *jaune pur*, on le calcine et on le traite comme ci-dessus. Enfin, en calcinant le chlorure ammoniacal *jaune* (excepté d'iridium), on obtient le platine pur sous la forme d'une poudre noirâtre agrégée (*éponge* ou *mousse de platine*).

C'est sous cette forme que le platine jouit de la propriété de condenser les gaz dans ses pores, et d'en déterminer la combinaison avec élévation de température. Cette propriété est encore plus marquée lorsque le platine est plus divisé et en poudre noire (*noir de platine*). On l'obtient sous cette forme en traitant le chlorure de platine et de potassium par l'alcool (Doebereiner). Cette poudre est d'un noir de suie, et tache les doigts; comme l'éponge de platine, elle est susceptible de prendre le poli par le frottement. Elle absorbe jusqu'à 745 fois son volume d'hydrogène. Au contact de l'air, elle transforme l'esprit-de-vin en vinaigre, le gaz sulfureux en huile de vitriol, l'hydrogène en eau; en un mot, elle jouit de la propriété remarquable d'amener la combinaison de l'hydrogène, non-seulement avec l'oxygène, mais avec tous les métalloïdes gazeux ou vaporisables; il n'en faut pas excepter le cyanogène lui-même. Elle détermine la combustion des corps organiques sur lesquels on la chauffe légèrement. Tous les composés d'azote (matières animales) sont changés en ammoniacque par un excès d'hy-

drogène, et en acide nitrique par un excès d'oxygène. Toutes ces combinaisons s'opèrent sous l'influence du platine divisé (noir de platine), sans que celui-ci perde rien de sa nature. Le noir de platine perd en partie, par la calcination, la propriété d'absorber et d'enflammer des gaz et des vapeurs combustibles.

Séparation du palladium. Après avoir séparé le platine à l'état de chlorure ammoniacal, on précipite par des lames de zinc les métaux qui restent dans les eaux-mères. On lave ensuite le précipité et on le traite par l'eau régale affaiblie, afin de dissoudre le moins possible d'iridium et de palladium, après avoir neutralisé la liqueur par du carbonate de soude, on la traite par une dissolution de cyanure de mercure, qui précipite tout le palladium à l'état de cyanure. La calcination de ce cyanure dans des vases fermes donne immédiatement le *palladium* à l'état métallique. Après avoir ainsi séparé de la liqueur le platine et le palladium, on ajoute à cette même liqueur un peu d'acide chlorhydrique; on évapore le mélange jusqu'à siccité, et l'on traite le résidu par l'alcool de 0,84: le cuivre et une petite quantité d'iridium restent en dissolution, et le *rhodium* se dépose. Tous les autres métaux étant solubles dans l'eau régale, on obtient pour résidu, dans la liqueur, l'iridium à l'état d'oxyde. On réduit l'oxyde d'iridium par un courant d'hydrogène. Une partie de l'osmium s'obtient à l'état d'acide osmique, pendant la dissolution du minerai de platine attaque par l'eau régale. L'autre partie reste intimement combinée avec l'iridium (*osmiure d'iridium*). On reconnaît que l'iridium contient de l'osmium, lorsque, chauffé au bord extérieur de la flamme d'une lampe à alcool, il donne une lumière étincelante, produite par des parcelles d'acide osmique qui se volatilisent. On retire l'osmium de l'osmiure d'iridium en chauffant ce dernier composé dans un courant de chlore, qui entraîne la plus grande partie de l'osmium à l'état de chlorure; mais, quoi qu'on fasse, il en reste toujours une certaine quantité combinée avec l'iridium. Lorsqu'on fait passer un mélange d'hydrogène et d'acide osmique légèrement chauffé dans un tube de verre rougi dans un point, l'osmium se dépose vers ce point sous la forme d'une masse agglomérée, d'un blanc métallique tirant sur le bleu gris, et que l'on peut aplatir sous le marteau en feuilles minces.

Le platine a été découvert en Amérique par les Espagnols, qui, le regardant d'abord comme une espèce d'argent, lui donnèrent le nom qu'il porte encore aujourd'hui. Ce métal n'a été introduit en Europe qu'en 1710. On le connaissait depuis longtemps en Amérique; mais on n'en faisait aucun usage. Les employés du gouvernement espagnol avaient même ordre de jeter le minerai de platine dans la mer, afin qu'on ne l'employât pas frauduleusement pour l'allier avec l'or. Ce n'est qu'en 1747 que le platine fut décrit pour la première fois comme

un métal particulier, par l'Anglais Watson. Turgot et Daumy, orfèvres, ont les premiers entrepris de le travailler en grand, en 1783. L'emploi des creusets de platine a fait faire de grands progrès à la chimie.

Formule du platine ; Pt = 1252,68

Composés oxygénés. On connaît deux oxydes de platine, le *protoxyde* et le *peroxyde*. On ne les obtient que par voie indirecte. Ils sont tous très-peu stables.

Ce qu'on appelait autrefois *sous-oxyde* n'est autre chose que du platine dans un état de division extrême, désigné aujourd'hui sous le nom de *noir de platine*. On peut le préparer de diverses manières. On l'obtient en versant du chlorure de platine dans une lessive chaude de potasse caustique, et en y ajoutant de l'alcool par petites doses. Comme il se produit une vive effervescence en même temps qu'il se dégage beaucoup d'acide carbonique, il faut opérer dans un vase très-large, et en agitant continuellement la liqueur (Liebig).

^{1°} *Protoxyde.* Il est noir, pulvérulent. A l'état de précipité récent, il est gélatineux et très-volumineux. On ne le connaît qu'à l'état d'hydrate ; car, soumis à l'action de la chaleur, il abandonne tout à la fois son eau et son oxygène. Le charbon le réduit avec détonation. Les acides (acides sulfurique, nitrique, etc.) le dissolvent lentement, et se colorent en brun verdâtre. L'acide chlorhydrique le convertit, à chaud, en perchlore et en platine métallique. Les alcalis fixes en dissolvent une certaine quantité et se colorent en noir quand les dissolutions sont concentrées, et en vert, quand elles sont très-étendues.

Pt O = 1255,499 (Pt)

100 (O)

1535,499 (PtO).

On ne l'obtient qu'en traitant à chaud le perchlore de platine par la potasse caustique.

^{2°} *Peroxyde.* Hydraté, il est couleur de rouille, semblable à l'hydrate de peroxyde de fer. Il est réduit par la simple chaleur. Les combinaisons qu'il forme avec les acides sont incristallisables ; ce ne sont pas de véritables sels. Il ne se combine pas avec les acides végétaux, car ces acides le réduisent sous l'influence de la chaleur. Le peroxyde de platine (*acide platinique*) se combine, comme le peroxyde d'or, avec les alcalis. Ces combinaisons (*platinates*) sont analogues aux *aurates*. La combinaison du peroxyde de platine avec l'ammoniaque est explosive (*platine fulminant*).

Il est très-difficile d'obtenir le peroxyde de platine pur. Celui qu'on obtient par voie de précipitation (en versant un alcali dans un sel de platine) contient toujours une certaine quantité d'alcali. Le meilleur procédé consiste à précipiter l'azotate de platine par la soude, et à fractionner le précipité. La première portion est l'hydrate de peroxyde pur ; la dernière est un sous-sel. La formule du peroxyde de

platine, déduite de celle du perchlore, est Pt O².

Composés chlorés. Les combinaisons du chlore avec le platine forment, pour ainsi dire, toute l'histoire des composés de ce métal. Le platine a, sous ce rapport, la plus grande analogie avec l'or. Les chlorures de platine correspondent exactement aux oxydes.

^{1°} *Chlorure* (protochlorure). Il est d'un vert olivâtre pulvérulent, insoluble dans l'eau. Exposé à la lumière, il noircit à sa surface. Mouillé avec de l'acide chlorhydrique et abandonné au contact de l'air, il se convertit en perchlore soluble. L'eau régale le change lentement en perchlore. A chaud, les alcalis le décomposent en peroxyde et en perchlore.

Pt Cl ou Pt Cl², analogue au peroxyde (PtO).

On l'obtient en chauffant le perchlore vers 250°. A cette température, le perchlore abandonne la moitié de son chlore. A une température plus élevée, il abandonne tout le chlore.

^{2°} *Perchlorure* (bichlorure, deutochlorure, sel de platine). Il est d'un rouge brun à l'état solide, ou en dissolution concentrée ; sa dissolution étendue est d'un jaune orange. Il est déliquescant et a une réaction acide. Il est plus soluble à chaud qu'à froid, et susceptible de cristalliser par le refroidissement. Il est également soluble dans l'alcool. Par l'action de la chaleur, la dissolution alcoolique de perchlore de platine laisse déposer du platine métallique. C'est par ce moyen qu'on peut recouvrir le verre, la porcelaine, etc., de minces couches de platine métallique. L'acide sulfhydrique précipite le perchlore de platine en brun noir ; il faut y ajouter un peu d'ammoniaque pour accélérer sa précipitation. Le cyanoferrure de potassium ne le précipite pas ; c'est là une exception rare, car ce réactif précipite généralement toutes les dissolutions métalliques. La potasse ou l'ammoniaque forme un précipité jaune (*chloro-platinaté*). La soude ne précipite pas le perchlore de platine, car le chlorure double qui se produit (*chloro-platinaté de sodium*) est soluble. (Ceci offre un moyen de séparer la potasse de la soude). Le perchlore de platine (*acide chloro-platinique*) se combine, comme les acides *chloro-stannique* et *chloro-hydrargyrique*, etc., avec les chloro-bases (chlorures de potassium, d'ammonium, etc.), pour former des *chloro-platinates*, composés de 2 éq. de chloracide et de 1 éq. de chloro-base.

Formule : Pt Cl², analogue à celle du peroxyde (PtO²).

On le prépare en traitant le platine par l'eau régale, et en évaporant pour chasser l'excès d'eau régale. Le perchlore de platine forme avec l'acide chlorhydrique un *chlorhydrate* de *chlorure de platine acide*, et cristallisable par évaporation.

Le perchlore de platine peut être employé avec avantage dans le traitement des

maladies syphilitiques ; il est moins vénéneux que les perchlorures d'or et de mercure, avec lesquels il a de l'analogie (Voyez HOEFER, *Recherches expérimentales sur le platine considéré comme agent thérapeutique* ; Paris, 1841, in-8.)

Chloro-platinate de potassium. Il est d'un beau jaune orangé, susceptible de cristalliser en octaédres très-petits. Il faut 144 p. d'eau froide pour le dissoudre. Il est un peu plus soluble à chaud et dans l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique.

Formule : 2 Pt Cl², KCl.

Chloro-platinate d'ammonium. Il a la même couleur et la même forme cristalline que le sel précédent. Il s'en distingue, en ce qu'il est un peu plus soluble. Il donne, par la calcination, du platine métallique sous forme spongieuse ; on agrège les particules métalliques sous le marteau, à l'aide de la chaleur. Ce composé est anhydre.

Formule : 2 Pt Cl², NH⁴ Cl.

Chloro-platinate de sodium. Il est soluble dans l'eau, et donne par évaporation de beaux cristaux d'un rouge orange, hydratés.

Formule : 2 Pt Cl², Na Cl.

Chloro-platinate de baryum. Il cristallise par évaporation en prismes rhomboïdaux, inaltérables à l'air. Il a la couleur du chromate de plomb natif.

Formule : 2 Pt Cl², Ba Cl.

Le chlorure de calcium et le chlorure de strontium donnent des chloro-platinates analogues.

Le magnésium, le manganèse, le fer, le cobalt, le nickel, le cuivre, le zinc et le cadmium forment tous des chloro-platinates, dans lesquels 2 éq. de chloracide sont combinés avec 1 éq. de chloro-base.

Le brome, l'iode et le fluor peuvent donner avec le platine des composés analogues à ceux que produit le chlore.

Le perchlorure (*bromide*) forme, avec les dissolutions des sels de potasse et d'ammoniaque, des précipités jaunes (bromo-platinates de potassium et d'ammonium). Les bromo-platinates sont entièrement analogues aux chloro-platinates.

Le proto-iodure et le periodure (*iodide*) sont noirs, pulvérulents, et insolubles dans l'eau. Le periodure se dissout dans l'acide iodhydrique, et la liqueur donne, par évaporation, des cristaux aciculaires noirâtres d'iodhydrate d'iodure de platine (III, Pl²).

Les iodo-platinates sont analogues aux bromo-platinates.

Le perfluorure (*fluoride*) de platine forme, avec les alcalins et avec quelques métaux, des fluo-platinates, analogues aux iodo-platinates.

Le cyanure de platine, qui a quelque analogie avec le chlorure, donne naissance à plusieurs composés doubles assez intéressants.

Cyano-platinate de potassium. On le prépare en chauffant au rouge parties égales d'e-

ponge de platine et de cyanoferrure de potassium sec. On lessive avec de l'eau la masse calcinée, et on l'évapore ; l'oxyde de cyanoferrure cristallise le premier, le cyanoplatinate de potassium cristallise le dernier, sous forme de prismes, allongés, jaunes par transmission et bleus par réflexion (L. Gmelin).

Cyano-platinate de mercure. La dissolution de cyano-platinate de potassium donne, lorsqu'on la traite par l'azotate de protoxyde de mercure, un précipité bleu de cobalt. Lorsqu'on chauffe ce précipité dans l'eau, on obtient de l'azotate de mercure qui reste en dissolution, et un résidu blanc qui est du cyano-platinate de mercure pur (*Doebereiner*).

Cyanhydrate de cyanure de platine. Ce composé cristallise en masse confuse ; il se liquéfie rapidement à l'air humide. On le prépare en faisant arriver du gaz acide sulfhydrique dans de l'eau tenant du cyano-platinate de mercure en suspension.

Composés sulfurés. Il existe deux sulfures de platine correspondant aux oxydes et aux chlorures.

1^o *Protosulfure.* Il est d'un gris métallique, semblable au platine. Il se décompose par le grillage en acide sulfurique et en platine.

Formule : Pt S, analogue à celle du protoxyde (Pt O).

On le prépare en triturant le chloro-platinate d'ammonium avec du soufre, et en chauffant ce mélange dans des vases clos, jusqu'à ce que le sel ammoniac et le soufre en excès se soient volatilisés.

2^o *Persulfure.* Il est d'un brun foncé. Il se sulfatise rapidement à l'air humide. A la chaleur rouge il se convertit en protosulfure.

Formule : Pt S², analogue à celle du peroxyde (Pt O²).

On l'obtient par la voie humide, en versant par petites doses une dissolution de perchlorure de platine dans un sulfure alcalin.

Le bore et le phosphore peuvent également se combiner avec le platine, et donner naissance à des composés friables et pulvérulents.

Sels de platine. Ils sont d'un brun verdâtre et très-peu stables. Ils se décomposent souvent spontanément en sels de deutoxyde et en métal. Ils sont très-peu connus.

Ils sont fortement colorés en jaune rougeâtre ou en brun. Ils sont généralement solubles dans l'eau.

1^o Les alcalis ne les précipitent qu'incomplètement, parce qu'il se forme des sels doubles, dont la plupart sont un peu solubles.

2^o L'acide sulfhydrique, avec addition de quelques gouttes d'ammoniaque, les précipite en brun foncé. Ce précipité est complet à un trentième près.

3^o Le cyanoferrure de potassium colore en brun les dissolutions acides de platine ; il est sans action sur les dissolutions neutres.

4^o Le gallate d'ammoniaque, avec addition de quelques gouttes d'acide chlorhydrique, y produit un précipité brun visqueux. Ce réactif

suffit pour constater la présence d'un quinze-millième environ de platine.

5° Le zinc, le fer et presque tous les métaux précipitent le platine de ses dissolutions.

6° Tous les sels de platine sont réduits à une température élevée, et donnent pour résidu du platine en éponge.

Sulfate de platine. Il est d'un gris verdâtre incristallisable, et très-soluble dans l'eau. Il donne, avec une dissolution de sulfate de potasse, un précipité floconneux vert bouteille (sulfate double de potasse et de platine).

On l'obtient en traitant le protochlorure de platine par l'acide sulfurique.

Azotate. Il est acide, incristallisable, et se décompose par l'évaporation à siccité. On l'obtient en traitant le perchlore par l'acide sulfurique concentré. Sa dissolution est brune, et donne, avec les sulfates alcalins, des sels doubles stables, et généralement insolubles dans l'eau. L'ammoniaque produit, dans le sulfate de platine au maximum, un précipité brun qui détone par le choc du marteau (*platine fulminant*).

M. Gros a découvert une nouvelle classe de sels de platine, composée de l'équiv. d'amidure de protochlorure de platine (PtCl , NH^2) et de 4 équiv. d'un sel ammoniacal. On prépare ces sels avec le chlorure de platine ammoniacal de Magnus. Le chlorure de platine ammoniacal s'obtient de la manière suivante : On verse (par petites doses) de l'acide sulfureux dans une dissolution aqueuse de perchlore de platine légèrement chauffée, jusqu'à ce que la liqueur se colore en rouge brun. On traite ensuite la liqueur à la température de l'ébullition par l'ammoniaque en excès. Le chlorure de platine ammoniacal se dépose par le refroidissement sous forme d'aiguilles cristallines d'un vert foncé, dont la formule est $\text{PtCl} + \text{NH}^2$. Or, ce sel, traité à une douce chaleur par l'acide nitrique, donne une poudre blanche qui, étant traitée par l'eau, donne un précipité de platine métallique, et un nouveau sel soluble cristallisable, par le refroidissement, sous forme de lamelles prismatiques brillantes.

Ce sel (sel de Gros), en contact avec la chaux ou la potasse caustique, ne dégage de l'ammoniaque qu'à chaud; l'hydrogène sulfuré le trouble à peine. La formule de ce sel est : NH_4O , $\text{NO}^3 + \text{PtCl}$, NH^2 .

Traité par l'acide sulfurique, il donne un sel (NH_4O , $\text{SO}^3 + \text{PtCl}$, NH^2) qui ne précipite pas le sel de baryte. Avec l'acide oxalique, il forme un sel dont la composition est : NH_4O , $\text{C}^2\text{O}^3 + \text{PtCl}$, NH^2 .

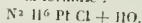
On obtient ainsi avec les acides une série de sels dans lesquels se retrouve toujours le composé PtCl , NH^2 .

Aux sels de Gros se rattachent des découvertes plus récentes, faites par M. Jules Reiset. Nous allons les communiquer ici. Le protochlorure de platine PtCl , traité par l'ammoniaque liquide, se transforme rapidement en une matière d'une couleur verte bien prononcée,

en donnant lieu à une élévation de température considérable. Par une ébullition maintenue pendant quelques heures avec un excès d'ammoniaque qu'il faut avoir soin de remplacer à mesure qu'elle s'évapore, la matière verte entre en dissolution, et la liqueur filtrée donne, par l'évaporation, de magnifiques cristaux ordinairement un peu jaunes, et qui atteignent souvent plusieurs centimètres de longueur.

Le sel vert $\text{N}^2\text{H}^6\text{PtCl}$, découvert et analysé par M. Magnus, se dissout complètement dans l'ammoniaque caustique après une ébullition convenablement prolongée, et peut donner naissance aux mêmes cristaux.

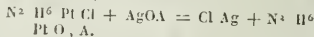
Ces cristaux ne s'altèrent pas à la température ordinaire; chauffés à 110 degrés, ils perdent une certaine quantité d'eau en devenant opaques. A 250 degrés seulement, l'ammoniaque commence à se dégager, le sel se transforme, sans dépôt de platine, en une matière d'un beau jaune, ne se décomposant que vers 300 degrés en chlorhydrate d'ammoniaque, en acide chlorhydrique, en platine métallique et en azote pur. L'analyse de ces cristaux conduit à la formule :



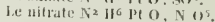
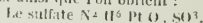
A 110 degrés, les cristaux $\text{N}^2\text{H}^6\text{PtCl} + \text{H}_2\text{O}$ perdent facilement leur équivalent d'eau (5,97 pour 100); mais ils reprennent cette eau à l'atmosphère avec une telle rapidité, qu'en pesant au contact de l'air cette substance pulvérisée et desséchée à 110 degrés, on croirait avoir affaire à une matière deliquescente.

Bien que ce sel contienne 2 équivalents d'ammoniaque, il ne se comporte pas cependant comme les sels ammoniacaux ordinaires; car les alcalis n'en dégagent aucune trace d'ammoniaque à froid, et ce dégagement n'est que très-faible, même par une élévation de température.

Avec un sel d'argent, le chlorure $\text{N}^2\text{H}^6\text{PtCl} + \text{H}_2\text{O}$ donne un précipité de chlorure d'argent; la liqueur, filtrée et évaporée, laisse cristalliser un nouveau sel qui ne contient plus de chlore.



C'est ainsi que l'on obtient :



Ces sels sont neutres, sans action sur les couleurs végétales, et cristallisent avec la plus grande facilité.

On isole aisément la base de ces sels en traitant convenablement le sulfate $\text{N}^2\text{H}^6\text{PtO}, \text{SO}^3$ par de l'eau de baryte. Dès l'addition des premières gouttes de baryte, on obtient un précipité de sulfate de baryte, et la liqueur devient fortement alcaline sans dégagement sensible d'ammoniaque, même par une ébullition prolongée; la lessive, évaporée à l'abri du contact de l'air, et portée dans le vide sec, se prend en une masse d'aiguilles

crystallines d'un blanc opaque, après complète dessiccation.

Dans cet état, la base isolée contient 1 équivalent d'eau, qui ne peut lui être enlevé qu'en la combinant avec les acides.

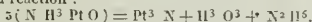
$N^2 H^6 Pt O, HO$, base isolée et desséchée dans le vide. Cette base est énergiquement alcaline et caustique; elle peut, jusqu'à un certain point, être comparée avec la soude et la potasse: comme ces deux alcalis, elle est déliquescente, se combine rapidement avec l'acide carbonique, pour former au moins un bicarbonate $N^2 O^6 Pt O, 2 CO^2 HO$, un sesquicarbonate $N^2 H^6 Pt O, CO^2 HO$; elle déplace l'ammoniaque de ses combinaisons, et peut s'employer comme la potasse dans le procédé de M. Frommer, pour découvrir une trace de sucre de raisin avec l'oxyde de cuivre.

L'action de la chaleur sur la base isolée est très-remarquable; à 110 degrés elle fond, se boursouffle considérablement en perdant les éléments d'un équivalent d'oxyde d'ammonium $N H^3 HO$, et devient $N H^3 Pt O$, masse grisâtre entièrement insoluble dans l'eau et l'ammoniaque, donnant, avec les acides, des composés insolubles et détonants.

Chauffé en un seul point vers 200 degrés, ce corps devient incandescent et continue à brûler hors du foyer, en faisant entendre un bruit pareil à celui du nitre sur des charbons. Ce phénomène n'a lieu qu'au contact de l'air; l'ammoniaque rencontre alors de l'oxygène, et brûle, à la faveur d'un *corps catalytique*, le platine métallique, poreux comme de la mousse de savon.

En vase clos ou dans le vide, la base, chauffée à 200 degrés, ne devient pas incandescente; elle se décompose tranquillement, en donnant de l'eau, de l'ammoniaque et du platine métallique; le gaz dégagé est de l'azote pur.

Pendant une des phases de cette décomposition, il se forme, sans aucun doute, une *azoture de platine* qui dégage ensuite l'azote. L'équation suivante rend très-bien compte de la réaction :



La quantité d'azote recueillie a toujours été parfaitement en harmonie avec ce mode de décomposition, qui démontre l'existence de l'azoture de platine, $Az Pt^3$, correspondant à l'ammoniaque $Az H^3$; mais il est très-insoluble, et M. Reiset a vainement essayé de l'isoler.

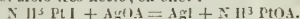
On prépare facilement le bromure et l'iodeure de la nouvelle base par double décomposition, avec le sulfure $N^2 H^6 Pt O, SO^3$, et le bromure ou l'iodeure de baryum.

L'iodeure $N^2 H^6 Pt I$ cristallise en cubes; sa dissolution bouillante dégage 1 équival. d'ammoniaque $N H^3$, et il se dépose en même temps une poudre jaune $N H^3 Pt I$, correspondant au sel de Magnus.

Le bromure $N^2 H^6 Pt Br$ cristallise en cubes, et n'éprouve pas, par l'ébullition, la même transformation que l'iodeure.

En essayant de combiner directement l'acide cyanhydrique avec la base, M. Reiset a toujours obtenu du cyanhydrate d'ammoniaque, et un précipité blanc cristallin $N H^3 Pt Cy$. Ce sel prend 1 équivalent d'ammoniaque, combiné à l'oxyde de platine.

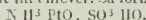
Le sulfate et le nitrate de cette deuxième série s'obtiennent en faisant bouillir, avec un sel d'argent, l'iodeure $N H^3 Pt I$. La réaction est alors très-nette; en effet :



Ces sels cristallisent moins facilement que ceux de la première série; ils rougissent fortement la teinture de tournesol.

Le nitrate $N H^3 Pt O, NO^5$ ne contient pas d'eau.

Le sulfate en retient 1 équivalent qu'on ne peut lui enlever. Sa formule est :

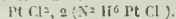


Quelques gouttes d'acide chlorhydrique ou d'un chlorure, versées dans un sel de cette série, y produisent, au bout de quelques instants, un précipité cristallin d'un beau jaune, isomère du sel de Magnus, $MH^3 Pt Cl$, et qui donne, comme lui, en se dissolvant dans l'ammoniaque, les cristaux $N^2 H^6 Pt Cl$.

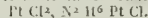
Le sel vert de Magnus, insoluble dans l'eau, peut être transformé en son isomère jaune, soluble dans l'eau bouillante. En effet ce sel vert se dissout à la longue dans une solution concentrée et bouillante du nitrate ou du sulfate d'ammoniaque; par le refroidissement se précipitent de belles paillettes jaunes, exactement de même composition que le sel vert de Magnus $N H^3 Pt Cl$.

M. Reiset a étudié deux combinaisons intéressantes que peuvent donner le bichlorure de platine et le chlorure $N^2 H^6 Pt Cl$.

En versant du bichlorure de platine dans une solution de chlorure $N^2 H^6 Pt Cl$ en excès, on obtient un précipité abondant, d'un vert olive. Dans ce cas, 1 seul équivalent de bichlorure de platine est uni à 2 équivalents du chlorure $N^2 H^6 Pt Cl$, et ce précipité vert a pour formule :



Au contact d'un excès de bichlorure de platine, le précipité vert se transforme immédiatement en une poussière rouge tripoli, peu soluble et cristalline; dans ce sel, 1 équivalent de bichlorure de platine est combiné à 1 seul équivalent de chlorure $N^2 H^6 Pt Cl$. La formule du sel rouge tripoli est :



Chacune de ces nouvelles bases a été soumise à des épreuves qui ne laissent aucun doute sur l'alcalinité et sur l'association permanente de tous les éléments qui les constituent. Dans l'une d'elles, $N^2 H^6 Pt O$, cette alcalinité surpasse en énergie l'oxyde de platine, l'oxyde d'ammonium lui-même; c'est presque de la potasse. Quelle idée peut-on se faire de bases ainsi constituées? Sans prétendre fixer d'une manière définitive la constitution de ces différents composés, M. Reiset pense que l'on peut s'en

rendre compte d'une manière très-simple, en admettant que l'ammoniaque se combine intimement avec l'oxyde de platine pour former deux bases particulières. Cette combinaison, dans le cas de platine, offre une fixité remarquable : avec les autres oxydes métalliques, au contraire, l'ammoniaque donne en général des produits instables, et ne reste combinée que sous l'influence d'acides énergiques. On arrive sans peine à comprendre, avec ce fait d'association, que 1 ou 2 équivalents d'ammoniaque, et quelquefois plus, peuvent s'ajouter à un oxyde, pour constituer des bases. C'est absolument ainsi que l'eau, en s'unissant aux oxydes, peut former des bases différentes de l'oxyde produit par l'union simple du métal avec l'oxygène. (*Annuaire de Chimie*, par MM. Reiset, Millon et Hofer, année 1814.)

PLATINE. (*Alliages.*) Le platine du commerce, le même qui sert à faire des creusets, etc., est une espèce d'alliage de palladium, de rhodium et d'iridium (ces derniers métaux y entrent en quantités très-petites). Le platine chimiquement pur est plus mou que l'argent, et par conséquent d'un usage moins avantageux.

Il suffit d'une très-petite quantité de platine pour changer la couleur du cuivre. Un vingt-sixième de platine lui donne une teinte rose. Avec 7 p. de platine, 16 p. de cuivre et 1 p. de zinc, on obtient un alliage ductile, inaltérable à l'air, et de la même couleur que l'or (Cooper).

Les alliages de cuivre et de platine sont susceptibles de recevoir un très-beau poli ; on s'en sert pour faire des miroirs, des télescopes, etc.

Les alliages de platine et de *molybdène*, de *tungstène*, d'*antimoine*, de *plomb* ou de *bismuth*, sont cassants. Un cinquième de zinc rend le platine très-fragile.

On obtient un *amalgame* d'un blanc éclatant comme l'argent, en triturant à une douce chaleur du platine en éponge avec du mercure.

PLATINO-CYANHYDRIQUE (Acide). Cet acide, découvert par M. Doebereiner, cristallise en une masse confuse, dont les faces offrent un reflet cuivré. Il est soluble dans l'alcool : sa solution donne, par l'évaporation, des aiguilles d'un jaune d'or, inaltérables à l'air, et qui se décomposent au delà de 100° en cyanure de platine et en acide cyanhydrique. On obtient l'acide platino-cyanhydrique en faisant arriver un courant d'hydrogène sulfuré dans de l'eau tenant en suspension du platino-cyanure de platine. Formule : Pt C₃4, H.

Le platino-cyanure de mercure s'obtient en décomposant le nitrate de protoxyde de mercure par le platino-cyanure de potassium ; et celui-ci se prépare en exposant à une température voisine du rouge parties égales d'éponge de platine et de ferro-cyanure de potassium sec.

PLATINO-CYANOGENE. M. Liebig donne ce nom au radical hypothétique de l'acide platino-cyanhydrique. Formule : Pt C₃.

PLATRE. Voyez CHAUX, sulfat.

PLOMBAGIN. Principe jaune orange, cristallin, découvert, en 1823, par Dulong d'Asfort, en épuisant la racine de dentelaire (*Plumbago europaea*) par l'alcool. Sa saveur est styptique et sucrée. Peu soluble dans l'eau, il se dissout très-bien dans l'alcool et dans l'éther. La racine de dentelaire renferme, en outre, un corps gras au toucher, et qui déteint comme la mine de plomb ; de là vient probablement le nom de *plombago*, donné à ce genre de plantes.

PLOMBAGINE (*Graphite*). Carboné mêlé de traces d'oxyde de fer. Voyez GRAPHITE et FER.

PLOMB. (Du latin *plumbum*, plomb.) Corps simple, métallique, d'un blanc bleuâtre, très-éclatant lorsqu'il est récemment coupé. Il acquiert une odeur particulière par le frottement. Il est si mou qu'on peut le rayer avec l'ongle. Il tache les corps en gris bleuâtre. Il est plus malléable que ductile ; on peut le réduire en feuilles très-minces. Sa ténacité est très-faible : un fil de 2 millimètres de diamètre rompt sous un poids de 9 kilogrammes. La densité du plomb est 11,445 ; elle diminue un peu par l'écrasement, contrairement à ce qui a lieu pour les autres métaux. Il fond à la température de 331°. A une température plus élevée il se volatilise sensiblement, en répandant des fumées visibles dans l'air. Déjà, à la température de 150°, le plomb perd 0,09 de son poids. Il est susceptible de cristalliser, par refroidissement, en pyramides quadrangulaires.

Le plomb se ternit rapidement à l'air, et se recouvre d'une mince couche d'oxyde qui ne tarde pas à absorber l'acide carbonique de l'air. Il est inaltérable dans l'air privé d'acide carbonique. Le plomb s'oxyde promptement sous l'influence de la chaleur, et se convertit en une poussière grise appelée *cendre de plomb* (*Bleiche*), qui paraît être un mélange de protoxyde et de plomb métallique. A la température de la fusion, le plomb, en absorbant une partie de son oxyde, devient cassant et feuilleté, et ne reprend ses propriétés naturelles qu'après avoir été de nouveau chauffé avec du charbon.

Le plomb ne décompose l'eau ni à froid ni à chaud, ni même à la faveur des acides. L'acide carbonique de l'air attaque facilement le plomb, surtout lorsque celui-ci est mouillé. L'acide azotique l'attaque et le dissout à froid. L'acide sulfurique ne l'attaque qu'à la température de l'ébullition. L'eau régale le change en chlorure blanc, peu soluble dans l'eau. — Le plomb peut se conserver indéfiniment dans l'eau qui contient des matières organiques ou des sels en dissolution ; tandis qu'il s'oxyde et se carbonate rapidement dans l'eau distillée : c'est pourquoi il ne faut point recevoir de la vapeur d'eau dans des chaudières de plomb.

La présence du plomb retarde l'action de l'acide sulfurique étendu d'eau sur le zinc et le fer, sans que le plomb soit altéré.

Le plomb s'allie avec la plupart des métaux. Il ne s'allie point avec le fer, et il s'allie difficilement avec le cuivre.

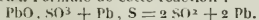
Le plomb existe assez abondamment dans la nature. Il est le plus souvent combiné avec le soufre et le sélénium. On le rencontre surtout dans les grès et dans les roches calcaires qui recouvrent immédiatement le terrain houiller.

Le principal minéral plombifère est la *galène*. Elle est d'un gris de plomb, douce de beaucoup d'éclat. La galène est lamellaire ou écaillée; rarement sa cassure est lisse et grenue. Elle contient presque toujours un peu de sulfure d'antimoine, de sulfure d'argent, et quelquefois de l'argent métallique. La proportion de l'argent s'élève le plus ordinairement à 0,0030. L'antimoine s'y trouve à peu près dans la même proportion que l'argent. Il y a, en outre, des traces de sélénium. La galène est rarement arsénifère; les gangues qui l'accompagnent sont la blende et la pyrite commune.

Presque tout le plomb qui se rencontre dans le commerce est extrait de la *galène* (sulfure de plomb).

Procédé d'extraction. On grille le sulfure de plomb avec du fer. Il se forme deux couches: l'une, supérieure, composée de sulfure de fer; l'autre, inférieure, contenant le plomb.

Le sulfure de plomb se grille très-bien; à une chaleur modérée, il se transforme en sulfate de plomb qui, mêlé avec du sulfure de plomb (1 p. de sulfure pour 1 p. de sulfate), donne, sous l'influence de la chaleur, du plomb métallique. Ici, la théorie est parfaitement d'accord avec la pratique, qu'on peut exécuter en grand dans les opérations métallurgiques. En effet, 1 équivalent de sulfate de plomb (PbO, SO_3) contient 4 équivalents d'oxygène; le sulfure de plomb (PbS) se compose de 1 équiv. de soufre et de 1 équiv. de plomb. Or, par l'action de la chaleur, le soufre du sulfate et le soufre du sulfure se dégagent à l'état d'acide sulfureux, dont chaque équivalent renferme 2 équiv. d'oxygène. Donc, 2 équivalents de soufre suffisent pour enlever tout l'oxygène au plomb et à l'acide sulfurique, en passant à l'état d'acide sulfureux. Formule de cette réaction:



On élimine par des procédés de grillage et de calcination les métaux étrangers, tels que le fer, le zinc, le cuivre, l'antimoine, qui souillent le plomb. Généralement, on n'a pas grand intérêt à séparer du plomb les dernières traces de fer ou de cuivre. Mais on s'attache, au contraire, à séparer du plomb tout l'argent qui s'y trouve quelquefois en quantités assez notables. Or, ici les procédés ordinairement employés pour l'affinage des métaux ne suffisent plus; car le plomb entraîne

et conserve dans sa masse une certaine quantité d'argent que le grillage ordinaire ne peut lui enlever. Les plombs qui recouvrent d'anciens monuments, des cathédrales, etc., contiennent quelquefois jusqu'à 0,02 d'argent; car les anciens n'étaient pas assez avancés en métallurgie.

Voici le procédé récemment employé en Angleterre pour purifier le plomb, et pour lui enlever les dernières traces d'argent: On fait fondre le plomb dans une chaudière de fer. Après avoir agité la liqueur métallique, on la laisse reposer quelques instants, puis on l'écume. On répète cette opération jusqu'à trois ou quatre fois. Le plomb étant moins dense que l'argent compose les couches supérieures, qu'on enlève par un simple écoupage. De cette manière, on accule l'argent dans le foud de la masse liquide; et la couche la plus inférieure est de l'argent presque pur. On peut ensuite, au moyen de la coupellation, débarrasser l'argent des dernières traces de plomb qu'il pourrait contenir.

Le plomb est connu depuis la plus haute antiquité. Les alchimistes lui avaient donné le nom mythologique de *Saturne*, parce que, d'après leur opinion, ce métal devorait les autres métaux pendant la calcination. Il était représenté par ♄ , signe de la planète de Saturne.

Formule du plomb: $Pb = 1291,645$

Les alliages de plomb et d'étain sont beaucoup moins blancs et plus durs que l'étain lui-même. L'alliage le plus tenace et le plus dur est composé de 23 p. de plomb et de 73 p. d'étain. La *soudure des plombiers* est un alliage qui contient environ 1 p. de plomb et 2 p. d'étain. Il est fusible à environ 200°. La *soudure des ferblantiers* contient un peu moins de plomb. En Suède, on emploie un alliage d'étain, contenant 0,50 de plomb, pour fabriquer des miroirs d'un très-grand éclat. On fabrique des vases avec un alliage composé de 1 p. de plomb et de 8 p. d'étain. Cet alliage peut être nuisible à la santé, surtout lorsque le plomb s'y trouve en excès. Les vases composés de 20 à 23 de plomb et de 75 à 80 d'étain sont sans inconvénient. L'étain en excès s'oppose à l'action dissolvante des acides. — Les alliages de plomb et d'étain sont remarquables en ce qu'ils sont très-combustibles. L'alliage des ferblantiers s'enflamme à la chaleur rouge. Il se convertit, pendant la combustion, en oxyde d'étain ayant l'aspect de choux-fleurs. Cet oxyde est connu dans les arts sous le nom de *potée d'étain*. On l'emploie pour polir et pour préparer les émaux.

Antimoine. Le plomb s'allie avec l'antimoine en toutes proportions. Ces alliages sont, en général, durs et cassants. L'alliage composé de 84 p. de plomb et de 16 p. d'antimoine est un peu ductile, et beaucoup plus dur que le plomb. Il constitue les *caractères d'imprimerie*.

Le fer s'allie très-difficilement avec le plomb.

Le zinc, le nickel et le cobalt sont à peu près dans le même cas. Avec a p. de bismuth, 3 p. de plomb et 3 p. d'étain, on obtient un alliage qui fond à 92° : par conséquent, dans l'eau bouillante. Cet alliage, qu'on appelle *alliage fusible de d'Arcet*, a été découvert par Newton. On le rend encore plus fusible en y faisant entrer un seizième de son poids de mercure. — En variant les proportions de ces métaux, on obtient des alliages dont on peut calculer le point de fusibilité, depuis 92° jusqu'à 523°. Ce fait a été mis à profit dans la construction des rondelles de sûreté pour les machines à vapeur.

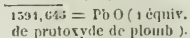
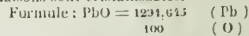
Composés oxygénés. On peut admettre trois oxydes de plomb, dont la composition soit exactement déterminée ; 1° le protoxyde, qui est la base des sels de plomb ; 2° le sesquioxyde ; 3° le peroxyde (oxyde puce). Le sous-oxyde de plomb de Dalong, comme presque tous les prétendus sous-oxydes, n'est qu'un mélange de protoxyde et de plomb métallique. Il est d'un gris blenâtre, et se forme pendant l'exposition du plomb à l'air.

Le *minium* est un oxyde intermédiaire, composé d'une certaine quantité de protoxyde et de peroxyde, comme nous le verrons plus loin.

1° **Protoxyde.** Dans le protoxyde de plomb il faut distinguer l'état *anhydre* et l'état *hydraté*. Dans l'état *anhydre*, le protoxyde de plomb présente deux variétés, connues dans le commerce sous le nom de *massicot* et de *litharge*. Le massicot est le protoxyde *anhydre* proprement dit. Il a l'aspect d'une poudre jaune. Il s'obtient en grillant le plomb *au-dessous de la chaleur rouge*. Le métal se change d'abord en cendres de plomb (*sous-oxyde*), et enfin en protoxyde. Le protoxyde de plomb est fusible, et il entraîne, pendant sa fusion, la silice, l'alumine, et en général toutes les substances terreuses ; c'est pourquoi il ne fait point le fondre dans des vases de grès ni de poterie. Fondu et refroidi (dans un vase de platine), il cristallise en lames micacées, légèrement transparentes, d'un jaune rougeâtre. C'est dans cet état que le protoxyde (*anhydre*) est connu sous le nom de *litharge*. On obtient la litharge sous forme de petits grains ou paillettes brillantes, rougeâtres, pendant l'affinage de l'argent (par voie sèche) ou pendant la coupellation. Ainsi obtenue, la litharge n'est jamais pure ; elle renferme des quantités variables de fer et de cuivre qui lui communiquent une couleur jaune plus ou moins foncée (*Gold-Silber-Glatze*). Le soufre ramène la litharge à l'état de plomb métallique. Si le soufre est en excès, il se produit un sulfure de plomb.

L'hydrate de protoxyde de plomb, obtenu par voie de précipitation, est blanc et un peu soluble dans l'eau distillée, à laquelle il communique quelques propriétés alcalines. Il est insoluble dans l'eau saline ou dans l'eau de source ordinaire. Le protoxyde de plomb est une base très-puissante. Il neutralise bien les

acides. Il attire fortement l'acide carbonique de l'air. Il peut, de plus, se combiner, par la voie sèche ou par la voie humide, avec les alcalis et les terres. La plupart de ces combinaisons sont cristallisables.



de protoxyde de plomb.)

Pour évaluer l'équiv. du plomb, il faut opérer sur du protoxyde de plomb pur. On se le procure en traitant le plomb par l'acide azotique, en évaporant et en calcinant le résidu à une chaleur modérée.

Le protoxyde de plomb est isomorphe avec la chaux et la magnésie.

La litharge est employée dans la préparation des vernis qui séchent facilement, dans le vernis des poteries, etc. On se sert de l'oxyde de plomb dans la fabrication des cristaux, etc.

2° **Sesquioxyde.** Le sesquioxyde de plomb a l'aspect d'une poudre d'un jaune rougeâtre. Traité par les acides, il se décompose en protoxyde qui se dissout, et en peroxyde qui reste insoluble. A une température élevée, il se transforme en protoxyde et en oxygène. On l'obtient en faisant agir de l'hypochlorite de soude sur une dissolution de protoxyde de plomb dans la potasse. Formule : Pb^2O^3 , analogue au peroxyde de fer (Fe^2O^3).

Peroxyde (oxyde puce). Il est d'un brun foncé. Il se convertit, par l'action de la chaleur, en peroxyde et en oxygène qui se dégage. Il oxyde la plupart des corps susceptibles de s'oxyder. C'est un corps oxygénant énergique. Le peroxyde de plomb ne joue point le rôle d'une base. Traité à chaud par un oxacide concentré, il se change en protoxyde ; l'excédant de l'oxygène se dégage. Avec l'acide chlorhydrique, il forme un protochlorure ; et comme il n'existe point de perchlorure, l'excédant du chlore se dégage. Calciné avec du soufre, il donne du gaz acide sulfureux ; et du sulfure de plomb si le soufre est en excès. Chauffé avec l'acide sulfureux, il se convertit en sulfate de plomb. L'action a lieu avec dégagement de lumière. Formule : PbO^2 .

On obtient le peroxyde de plomb en traitant le *minium* par l'acide nitrique, qui dissout le protoxyde, et laisse le peroxyde intact.

Oxyde intermédiaire (minium) Il est sous forme de poudre d'un beau rouge brique. Traité par un oxacide, il donne naissance à un sel de plomb et à de l'oxyde puce insoluble. Lorsqu'on verse une dissolution d'acétate neutre de plomb sur du minium, on obtient l'oxyde puce pour résidu ; le protoxyde est enlevé par l'acétate neutre, qui se transforme en acétate tribasique, soluble dans l'eau distillée. Le minium se change en protoxyde par l'action de la chaleur ; l'excédant de l'oxygène se dégage. Traité par l'acide chlorhydrique, il donne du chlorure de plomb et du chlore, qui se dégage.

Formule : $PbO + Pb^2O^2$.

La composition du minium a été le sujet de longues discussions. Suivant M. Lonchamps, le minium se compose de 2 éq. de protoxyde et de 1 éq. d'oxyde pur ($2 PbO + PbO^2$), composés analogues à l'oxyde intermédiaire de manganèse. Suivant M. Dumas et d'autres chimistes, le minium n'est point un oxyde particulier, mais un oxyde intermédiaire composé de protoxyde et de peroxyde, dont les proportions peuvent varier dans beaucoup de circonstances.

On obtient le minium en chauffant le massicot dans des fours particuliers, où l'air a libre accès. Après que le massicot a été suffisamment calciné, on ferme le four, et on laisse l'oxyde se refroidir lentement. Le minium se rencontre à l'état natif à Langenberg (*Hesse-Cassel*).

Composés sulfurés. Le *protosulfure* est d'un gris foncé et friable. Il constitue la mine de plomb la plus abondante (*galène*). Il existe sous forme de masses brillantes, clivables en cubes, quelquefois en octaèdres et en dodécédres. Il est rarement amorphe. Le sulfure de plomb est fusible, et attaque, comme l'oxyde, les vases de grès. Il est sensiblement volatil. Lorsqu'on calcine ce sulfure avec du fer, le plomb se sépare à l'état de pureté. Grillé à une chaleur modérée, il se change en sulfate de plomb, qui, mêlé à du sulfure de plomb, donne, par la calcination, du plomb métallique. Le sulfure de plomb pent, comme les sulfures alcalins, se combiner avec d'autres sulfures, excepté le sulfure de zinc. Dans toutes ces combinaisons (*sulfosels*), le sulfure de plomb paraît jouer le rôle de base. Formule : PbS , analogue au protoxyde (PbO).

On prépare le sulfure de plomb en calcinant directement le plomb avec du soufre, ou en précipitant un sel de plomb soluble par l'hydrogène sulfuré.

Il existe probablement deux sulfures de plomb moins sulfurés que le protosulfure (*sous-sulfures*), dont la composition n'est pas exactement déterminée.

On emploie le sulfure de plomb, comme vernis de poterie, sous le nom d'*alquifour*.

Le *sélénium* de plomb est semblable au sulfure.

Composés chlorés. Le *protochlorure* est d'un blanc satiné, et cristallise en petits prismes hexaédriques allongés, ou en écailles nacréées. Il est peu soluble dans l'eau : 100 p. d'eau dissolvent, à la température ordinaire, 3 p. de chlorure de plomb. Il est plus soluble à chaud qu'à froid. Fondu et refroidi, il se prend en une masse translucide, semblable à de la corne. A la chaleur rouge, il se volatilise en répandant d'épaisses vapeurs blanches.

Formule : $PbCl$, analogue au protoxyde et au sulfure. On le prépare par voie de double décomposition. En traitant le chlorure de plomb par l'ammoniaque en excès, on obtient un *oxychlorure* (sous-chlorure) composé de

1 équiv. de chlore, de 2 éq. d'oxygène et de 5 éq. de plomb (Pb^3ClO^2). La litharge délayée avec le quart de son poids de sel marin se change, au bout de quelque temps, en *oxychlorure blanc hydraté*. Par la calcination, l'oxychlorure de plomb abandonne son eau, et devient d'un très-beau jaune connu dans la peinture sous le nom de *jaune de Turner*. En calcinant ensemble 1 partie de sel ammoniac et quatre parties de litharge, on obtient une masse cristallisée en lames miroitantes, qui se vendait autrefois dans le commerce sous le nom de *jaune minéral* ou d'*or de Cassel*. On n'en fabrique plus, depuis que l'on connaît le chromate de plomb. Le jaune minéral est un oxychlorure de plomb, à peu près identique avec celui qu'on rencontre dans la nature. Le brome et l'iode forment des composés analogues à ceux que produit le chlore.

Le *bromure* de plomb est également blanc, et, comme le chlorure, peu soluble dans l'eau. Il est fusible et volatil, et se prend, par le refroidissement, en une masse jaune d'apparence coracée.

Comme le chlorure, il se compose de 1 éq. de plomb et de 1 éq. de brome = $PbBr$.

L'*iodure* est également très-peu soluble dans l'eau. Il cristallise en écailles nacréées d'un très-beau jaune. Il est fusible et volatil. Formule : PbI ou PbI^2 .

Le chlorure, le bromure et l'iodure de plomb peuvent se combiner avec les chlorures, les bromures et les iodures alcalins, pour former des *chloro-sels*, des *bromo-sels*, et des *iodo-sels*.

L'*arsenic* ne forme pas de combinaisons en proportions définies avec le plomb. Ces combinaisons se décomposent toutes à une température élevée. Cependant, quelque élevée que soit la température, le plomb conserve toujours des traces d'arsenic. Les arsénures de plomb sont gris, demi-ductiles, et facilement décomposables par le fer. Le plomb ne se combine pas directement avec le phosphore. Le *phosphure* obtenu en traitant un sel de plomb soluble par une dissolution alcoolique de phosphore, se décompose entièrement, sous l'influence de la chaleur, en phosphore et en plomb. C'est pourquoi il est facile de préparer le phosphore en combinant le phosphate de plomb avec du charbon.

Sels de plomb. Ils sont tous incolores lorsque l'acide n'est pas coloré (l'azotite basique de plomb est jaune). Ils ont une saveur sucrée et astringente. Ils sont vénéneux et peuvent donner lieu à des coliques douloureuses, appelées *coliques de plomb*. Les principaux sels de plomb solubles sont le nitrate et l'acétate.

1° La potasse ou la soude les précipite en blanc. Le précipité est un *sous-sel hydraté*, soluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque les précipite également en blanc. Mais ce précipité est insoluble dans un excès d'ammoniaque. Le sucre et d'autres mé-

tières organiques peuvent dissoudre une certaine quantité de ce précipité.

5° L'acide sulfhydrique les précipite en noir. Ce précipité est complet (sulfure de plomb). Il blanchit à l'air, en se transformant en sulfate.

4° Les carbonates alcalins y produisent un précipité blanc (céruse), insoluble dans un excès de précipitant.

8° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

6° L'acide sulfurique et les sulfates solubles les précipitent en blanc, comme les sels de baryte, de strontiane et de chaux. Ce précipité (sulfate de plomb) est un peu soluble dans un excès d'acide sulfurique.

7° Les iodures solubles les précipitent en jaune orangé.

8° Les chromates alcalins les précipitent en beau jaune.

9° Le zinc précipite le plomb de ses dissolutions sous forme de cristaux, qui se groupent en forme de radicelles dont l'ensemble est appelé *arbre de Saturne*. (Le zinc se substitue au plomb).

Le sel marin et les sulfates de potasse, de soude ou de magnésie, et l'eau de puits, sont les contre-poisons des sels de plomb.

Carbonate de plomb (céruse). Ce sel est blanc, pulvérulent, et très-peu soluble dans l'eau. Dans la nature on le rencontre cristallisé en prismes rhomboïdaux ou en octaèdres réguliers. Formule : PbO, CO_2 .

La préparation de la céruse constitue une branche importante d'industrie. A Clichy, on prépare la céruse au moyen de l'acétate neutre de plomb ; on ajoute à cet acétate de la litharge, pour former un acétate avec excès de base (*bibasique* ou *tribasique*) ; on fait ensuite arriver dans la dissolution d'acétate de plomb basique un courant d'acide carbonique qui précipite l'excès de base à l'état de carbonate (céruse), que l'on sépare de l'acétate de plomb redevenu neutre. On ajoute une nouvelle quantité de litharge à cet acétate neutre de plomb, et l'opération recommence. Au moyen de ce procédé on obtient en peu de temps une grande quantité de céruse. Le procédé qu'emploient les Hollandais consiste à enfiler des pots de vinaigre, remplis de lames de plomb, dans du fumier frais : la fermentation des matières animales dégage une grande quantité d'acide carbonique qui se combine avec le plomb, pour produire la céruse. Au bout de six semaines environ, presque tout le plomb est transformé en céruse. Ce procédé est très-ancien.

La céruse est journellement employée pour peindre les boiseries des appartements, pour étendre les couleurs et dessécher les huiles. En la mêlant avec un peu de charbon ou de l'indigo, on lui donne un reflet bleu. On vend quelquefois la céruse dans le commerce sous les noms de *blanc de Venise*, *blanc de Hollande*, *blanc de Hambourg*. La céruse du

commerce contient une quantité notable de sulfate de baryte. Les ouvriers qui travaillent dans les fabriques de céruse, dans la préparation des couleurs, dans la peinture sur bâtiments, etc., sont souvent atteints de coliques de plomb, maladie qui abrège la vie de ces malheureux. La falsification des vins, au moyen de la céruse ou de la litharge, est assez rare, contrairement à ce que l'on croit généralement.

Azotate de plomb. Ce sel cristallise en octaèdres parfaitement réguliers opaques ou transparents. Les cristaux sont anhydres ; 100 p. d'eau en dissolvent 15 p. On obtient l'azotate de plomb directement, en traitant la litharge par l'acide azotique. Traité par l'ammoniaque, il donne une série de sous-sels qui ont tous une réaction alcaline. On connaît un azotate *bibasique* et un azotate *quadribasique*. Lorsqu'on chauffe, à une chaleur modérée, 100 p. d'azotate de plomb avec 78 p. de plomb métallique, on obtient un *azotite bibasique* ; avec 160 p. de plomb, on a un *azotite quadribasique*. Et si l'on enlève (par l'acide carbonique) au premier la moitié de la base, et au dernier les trois quarts, on aura un *azotite neutre* jaune, très-soluble dans l'eau. Ces azotites donnent, par la calcination, de l'acide hypoazotique pur.

Sulfate de plomb. Ce sel neutre est très-stable. Il résiste à une température élevée, il est presque aussi stable que les sulfates alcalins, preuve nouvelle que le plomb se rapproche, par ses propriétés chimiques, des alcalis, et notamment de la chaux, de la strontiane et de la magnésie. Calciné avec du charbon, il se transforme en un mélange de sulfure et de sous-sulfate.

On trouve, dans la nature, le sulfate de plomb cristallisé en octaèdres réguliers, en pyramides tétraèdres ou en tables transparentes. Le sulfate de plomb est très-peu soluble dans l'eau, ce qui le rapproche des sulfates de baryte, de strontiane et de chaux. Il est sensiblement soluble dans l'acide sulfurique et dans l'acide chlorhydrique ; c'est pourquoi il ne faut point précipiter le plomb à l'état de sulfate dans une des liqueurs contenant de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique libre. Formule : PbO, SO_3 ; 100 p. de sulfate de plomb donnent 68,28 de plomb métallique.

Phosphate (neutre) de plomb. Ce sel est blanc, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide azotique. L'ammoniaque le convertit en *sous-phosphate*, renfermant deux fois autant d'oxyde que le phosphate neutre. Il est fusible au chalumeau, et se prend, par le refroidissement, en une masse d'un blanc nacré. Le phosphate de plomb et la galène peuvent être fondus ensemble sans se décomposer : le produit qu'on obtient est d'un gris foncé ; il se rencontre quelquefois dans la nature. Formule : PbO, PhO_5 .

L'arséniate PbO, AsO_5 est isomorphe avec le phosphate.

Chromate (neutre) de plomb. Il est d'un beau jaune serin, et se rencontre dans la nature. Il est employé en peinture.

Il existe un *bichromate* jaune et un *chromate bibasique* rouge, tous deux également employés dans les arts.

PLUIE. Produit de la condensation de la vapeur vésiculaire constituant les nuages. La pluie tombe sous forme de gouttes sphéroïdales, plus ou moins grosses. Ces gouttes ont d'ordinaire leur maximum de grosseur dans les pluies d'orage, principalement dans les pays tropicaux. L'eau de pluie, pour sa pureté, vient immédiatement après l'eau distillée; elle est bien moins chargée de matières salines que les eaux qui se trouvent à la surface de la terre ou qui jaillissent de l'intérieur du sol. L'eau de pluie est, pour parler ainsi, l'eau distillée de la nature. En effet, la surface du sol de l'atmosphère représente en quelque sorte un immense appareil distillatoire, dont la mer, qui, par l'évaporation de ses eaux fournit le plus grand nombre de nuages, serait le matras, l'air le tuyau conducteur des vapeurs aqueuses, et le sol le récipient dans lequel se recueillent les vapeurs condensées (pluies). Cependant, l'eau de pluie n'est pas tout à fait dépourvue de substances étrangères. Ainsi, elle renferme presque toujours une certaine quantité de nitrate de chaux et d'ammoniaque, indépendamment des molécules organiques aériennes que la pluie entraîne en tombant. On a essayé d'expliquer la présence de l'acide nitrique et de l'ammoniaque dans l'air, en supposant que l'oxygène, l'azote de l'air et l'hydrogène de la vapeur aqueuse, se combinent ensemble par suite de l'action électrique de l'atmosphère, action qui se manifeste surtout pendant les orages.

On mesure, au moyen des *uromètres* ou *pluimètres*, la quantité de pluie tombant dans une localité pendant un espace de temps déterminé.

C'est ainsi qu'on a constaté qu'il en tombe annuellement, en moyenne, 37 centimètres dans la cour de l'Observatoire de Paris, et 30 centimètres, sur la terrasse.

PNEUMATIQUE. Voyez MACHINE PNEUMATIQUE.

PNEUMATIQUE. (De πνεῦμα, esprit). On donnait autrefois ce nom à la chimie qui s'occupe spécialement de l'étude des gaz.

POIDS. Résultante de toutes les molécules matérielles d'un corps, sollicitées par la force de la pesanteur. C'est l'effort avec lequel un corps tend à tomber vers le centre de la terre. Cet effort est proportionnel à la masse du corps. Le *poids relatif* est celui qu'on compare au volume. Le *poids absolu* est le poids d'un corps sans avoir égard au volume qu'il occupe.

Poids nouveaux. D'après un décret de la convention nationale, en date du 7 avril 1793, le gramme a été pris pour unité de poids. Le gramme multiplié ou divisé par 10 est une

partie décimale du poids du mètre cube d'eau distillée, lequel poids est 2044 livres 6 onces, 40 grains, poids de marc.

Poids anciens.

	Liv. onc. gros, grains.				
Myriagramme	10000	20	7	0	53
Kilogramme	1000	2	0	3	49
Hectogramme	100	5	2		52,1
Décagramme	10		2		41,41
Gramme	1				18,811
Décigramme	0,1				1,8841
Centigramme	0,01				0,18841
Milligramme	0,001				0,018841.

POIDS SPÉCIFIQUE. Voyez DENSITÉ.

POINT D'APPEL. Voyez LEVIER.

POISON. (*Substance toxique*). On donne le nom de poison à toute substance qui, introduite dans l'économie animale, occasionne à petite dose une altération profonde, rapide, et souvent suivie de mort. C'est cette rapidité d'action qui caractérise essentiellement le poison. Cela est si vrai, qu'en présence de symptômes d'un mal inconnu, mais dont la gravité va rapidement en croissant, la première idée qui se présente à l'esprit est celle d'un empoisonnement. C'est pourquoi le choléra, et d'autres maladies dont la cause n'est pas manifeste, ont été primitivement confondus avec des empoisonnements.

La nature de l'altération, propre à déterminer la mort, varie suivant le genre des poisons. Cette altération est ou *apparente*, c'est-à-dire, appréciable par nos sens, ou *non apparente*. L'altération appréciable par nos sens peut être l'effet de deux causes différentes, l'une *mécanique*, l'autre *chimique*. Ainsi, des corps durs à saillies ou arêtes tranchantes, tels que du verre, de la silice, etc., piqûes, peuvent, après leur introduction dans le canal digestif, occasionner la mort par une laceration toute mécanique des tissus. Ailleurs, ces mêmes tissus sont profondément altérés dans leur couleur, dans leur texture, dans leur consistance, par des corps tels que l'acide sulfurique, l'acide nitrique, la potasse, l'ammoniaque, etc. Mais là, l'altération est l'effet d'une cause chimique. L'acide sulfurique enlève l'eau à tous les corps avec lesquels il se trouve mis en contact. Il en est si avide, qu'il provoque la combinaison de l'oxygène avec l'hydrogène, lu où ces éléments se rencontrent exactement dans les proportions pour former de l'eau. C'est pourquoi il carbonise le bois, qui n'est autre chose qu'un composé de carbone d'hydrogène et d'oxygène. Mais, non content d'absorber l'eau, l'acide sulfurique forme, avec les éléments, des tissus détruits, des combinaisons nouvelles, souvent très-complexes. L'acide nitrique dénature les tissus par son action oxydante. La potasse et l'ammoniaque, également très-avides d'eau, forment des composés particuliers (espèce de savons) avec certains principes organiques que ces bases énergiques rencontrent au sein de l'organisme. Enfin, dans les deux cas, la lésion mortelle est bien

appreciable, quoique déterminée par deux causes différentes.

Mais les substances toxiques ont un troisième mode d'action : c'est lorsqu'elles ne laissent aucune trace visible de l'altération qui a causé la mort. Les poisons de ce genre sont d'ordinaire mortels à de très-petites doses. L'acide prussique, la strychnine, la morphine, enfin presque tous les poisons organiques, sont dans ce cas. Ces poisons sont réputés causer la mort par leur action sur le système nerveux, comme si toute action sur l'économie vivante ne devait pas aboutir à l'incervation. Ce qu'il y a de certain, c'est que ces poisons troublent ou arrêtent brusquement la force qui maintient la vie. C'est là un phénomène essentiellement dynamique.

D'après ce qui vient d'être dit, je proposerais donc de diviser tous les poisons en trois classes :

I.

Poisons mécaniques.

Altération matérielle bien appreciable, déterminée par une cause mécanique. Contre-poison nul.

Corps du délit très-facile à constater.

II.

Poisons chimiques.

Altération matérielle bien appreciable, déterminée par une cause chimique. Contre-poison efficace : neutralisant (pour les acides et bases) ou changeant des corps solubles et actifs en corps insolubles et inertes (pour les sels).

Corps du délit moins facile à constater.

III.

Poisons dynamiques.

Altération non appreciable physiquement, déterminée par une cause dynamique. Action presque instantanée. Contre-poison d'un effet incertain.

Corps du délit le plus difficile à constater.

Cette classification diffère, autant que je sache, de toutes celles qu'on a proposées jusqu'ici. Je la propose, non par esprit de théorie, mais parce qu'elle implique des idées de pratique, et qu'elle semble se rapprocher davantage du niveau des autres sciences. Car les classifications toxicologiques doivent être tout à la fois empruntées à la physique, à la chimie et à la physiologie. La classe des poisons mécaniques, dont l'action s'explique d'une manière très-simple, ont été anciennement, et surtout au moyen âge, d'un emploi plus fréquent qu'on ne se l'imagine. Les mélanges hétérocelites, décrits par les alchimistes, devaient souvent leur action toxique aux matières vitreuses produites par la fusion du nitre avec les oxydes plombiques, stanniques ou antimoni-ques. Aujourd'hui, ce genre de poisons ne semble plus digne d'occuper l'attention du toxicologiste. La classe des poisons chimiques est la plus nombreuse ; elle comprend presque toutes les substances minérales réputées vénéneuses. Parmi ces substances, il y en a quelques-unes

qui semblent occuper la limite extrême entre la deuxième et troisième classe. L'arsenic, les sels solubles de cuivre, de plomb et de mercure, en sont des exemples. En effet, les lésions matérielles, déterminées par ces substances, ne sont pas en rapport avec les troubles profonds qu'elles occasionnent dans les fonctions de l'économie. Les poisons de la troisième classe ne sont pas moins nombreux ; leur présence est en général aussi difficile à constater que leurs effets sont difficiles à combattre. *Voyez* EMPOISONNEMENTS.

POLARISATION. Ce mot s'applique à une modification particulière de la lumière, et même du calorique. On appelle polarisée la lumière qui, une fois réfléchi ou réfractée, est devenue incapable d'être réfléchi ou réfractée sous certains angles. En général, un rayon de lumière réfléchi d'une plaque de verre ou de toute autre surface polie, est susceptible d'être une seconde fois réfléchi d'une autre surface polie, et de traverser ainsi librement des substances transparentes. Mais lorsqu'un rayon de lumière est réfléchi d'une plaque de verre, sous un angle de 57°, il est rendu complètement impropre à se réfléchir sur la surface d'une autre plaque de verre maintenue dans des positions déterminées ; mais il peut être réfléchi sur une seconde plaque maintenue dans d'autres positions. Il perd également la propriété de traverser des corps transparents dans des positions particulières, tandis qu'il les traverse librement dans d'autres. Ainsi, la lumière modifiée de façon à ne pouvoir être réfléchi et transmise dans certaines directions, s'appelle *polarisée*. Ce nom, emprunté à une analogie imaginaire de l'arrangement des molécules lumineuses avec les pôles d'un aimant, a été conservé dans la théorie des ondulations.

Citons un exemple pour faire mieux comprendre les merveilleux effets de la polarisation. Lorsqu'on regarde des objets lumineux à travers des lames, d'un tiers de pouce environ d'épaisseur, de tourmaline, coupées longitudinalement, on voit ces objets comme à travers des verres colorés. Chaque lame a, dans sa section longitudinale, son axe parallèle aux axes du prisme d'où elle provient. Si l'on tient une de ces lames perpendiculairement entre l'œil et une bougie allumée, et qu'on la tourne lentement autour de son propre plan, on n'apercevra aucun changement dans l'image de la bougie. Mais si l'on tient la lame dans une position fixe, avec son axe vertical, pendant qu'une seconde lame de tourmaline est parallèlement interposée entre la première et l'œil, et qu'on la tourne lentement, outre son propre plan, on remarquera un changement particulier dans la nature de la lumière : l'image de la lumière, à chaque quart de révolution de la lame, disparaîtra et réapparaîtra alternativement avec toutes les nuances intermédiaires du clair à l'obscur. Ces changements dépendent des positions relatives des lames du cris-

tal. Au moment où les sections longitudinales des deux lames sont parallèles, la clarté de l'image a atteint son maximum, tandis que l'image de la bougie disparaît dès que les axes de ces sections se coupent à angle droit. C'est ainsi que la lumière, en passant par la première lame de tourmaline, a une propriété toute différente de la lumière directe de la bougie. Le rayon réfracté a été polarisé par son passage dans la première lame de tourmaline. Beaucoup d'autres substances jouissent de la propriété de polariser la lumière. Le spath d'Islande est dans ce cas.

La lumière peut être polarisée par réflexion, par simple réfraction, par double réfraction et par réflexion irrégulière. En général, la lumière n'est presque jamais réfléchie ou réfractée sans être plus ou moins polarisée. C'est pourquoi la lumière atmosphérique est elle-même plus ou moins polarisée; et c'est elle qui la première a fourni l'occasion d'approfondir les phénomènes de la polarisation, déjà entrevue par Huyghens. En 1803, Malus dirigea par hasard un prisme doublement réfringent vers les fenêtres du palais du Luxembourg, alors qu'elles réfléchissaient les rayons du soleil couchant; et il fut tout étonné de voir, en tournant le prisme, que l'image ordinaire de la fenêtre disparaissait presque dans deux positions opposées, tandis que dans deux autres positions, situées à 90 degrés des premières, c'était l'image extraordinaire qui s'évanouissait. Malus eut d'abord que le passage à travers l'atmosphère communiquait à la lumière les mêmes propriétés que le passage à travers un rhombe d'Islande. Abandonnant bientôt cette idée, il s'assura que la réflexion était la véritable cause du phénomène qu'il avait observé; et, en étudiant avec le plus grand soin les circonstances nécessaires à sa production, il arriva à cette proposition fondamentale: « Lorsque la lumière est réfléchie sous certains angles par la surface du verre, de l'eau, ou d'un milieu transparent quelconque, elle revêt les mêmes caractères que si elle avait subi la double réfraction. »

Le plan de polarisation est celui dans lequel le rayon a dû se réfléchir pour être polarisé; il doit être considéré comme un des côtés du rayon polarisé, et on le détermine expérimentalement par ses relations avec la section principale d'un cristal doublement réfringent.

Malus trouva que toutes les surfaces réfléchissantes, à l'exception des métaux, polarisent la lumière, et que l'angle de polarisation varie avec des substances différentes. Il n'alla pas plus loin. Il était réservé à M. Brewster de découvrir qu'il existe une liaison nécessaire entre les pouvoirs polarisants et réfringents d'une substance donnée; il démontra, en 1811, que l'indice de réfraction est la tangente de l'angle de polarisation. L'indice de réfraction étant connu, on peut donc trouver immédiatement l'angle de polarisation et réciproquement.

Les beaux travaux de Fresnel et d'Arago ont particulièrement éclairé les phénomènes de polarisation et l'action mutuelle des rayons polarisés. Voici comment Fresnel a lui-même rendu compte de ces recherches :

« En étudiant les interférences des rayons polarisés, nous avons trouvé, M. Arago et moi, qu'ils n'exercent plus d'influence les uns sur les autres quand leurs plans de polarisation sont perpendiculaires entre eux, c'est-à-dire qu'ils ne peuvent plus alors produire de franges, quoique toutes les conditions nécessaires à leur apparition, dans le cas ordinaire, soient d'ailleurs scrupuleusement remplies. Je citerai les trois principales expériences qui nous ont servi à établir ce fait, en commençant par celle qui appartient à M. Arago. Elle consiste à faire traverser, aux deux faisceaux émanant du même point lumineux et introduits par deux fentes parallèles, deux piles de lames transparentes très-minces, telles que celles de mica ou de verre soufflé, qu'on incline assez l'une et l'autre pour polariser complètement chacun des deux faisceaux, en ayant soin que les deux plans suivant lesquels on les incline soient perpendiculaires entre eux : alors on ne peut plus apercevoir de franges, quelque soin que l'on prenne d'ailleurs à compenser les différences de marche en faisant varier très-lentement l'inclinaison d'une des piles, tandis que lorsque les plans d'incidence des piles ne sont plus perpendiculaires entre eux, on parvient toujours à faire paraître les franges; à mesure que ces plans s'éloignent du parallélisme, les franges s'affaiblissent, et elles disparaissent tout à fait quand ils sont rectangulaires, si la polarisation des deux faisceaux a été assez complète. Il résulte de cette expérience que les rayons polarisés suivant le même plan s'influencent mutuellement, comme des rayons de lumière non modifiée; mais que cette influence diminue à mesure que les plans de polarisation s'écartent l'un de l'autre, et deviennent nuls quand ils sont rectangulaires.

« Voici une autre expérience qui conduit aux mêmes conséquences. On prend une lame de sulfate de chaux ou de cristal de roche parallèle à l'axe, et d'une épaisseur bien uniforme; on la coupe en deux, et l'on place chacune des moitiés sur une des fentes de l'écran. Je suppose qu'on ait tourné les deux moitiés de manière que les bords, qui étaient contigus dans la lame avant sa division, soient restés parallèles; les axes le seront aussi. Or, dans ce cas, on n'aperçoit qu'un seul groupe de franges au milieu de l'espace éclairé, comme avant la division de la lame. Mais si l'on fait tourner l'une de ses moitiés dans son plan, en dérangeant ainsi le parallélisme de leurs axes, on fait naître deux autres groupes de franges plus faibles, situés l'un à droite et l'autre à gauche du groupe du milieu, et qui en sont complètement séparés dans la lumière blanche, lorsque les lames de cristal de roche ou de sulfate de chaux dont on se sert ont

seulement un millimètre d'épaisseur. Il est à remarquer que le nombre de largeur des franges comprises entre le milieu d'un de ces groupes et celui du groupe central est proportionnel à l'épaisseur des lames pour des cristaux de même nature, ou dont la double réfraction a la même énergie, comme le cristal de roche et le sulfate de chaux. A mesure que l'angle des deux axes augmente, ces nouveaux groupes de franges deviennent de plus en plus prononcés, et atteignent enfin leur maximum d'intensité quand les axes des deux lames sont perpendiculaires entre eux; alors le groupe central, qui s'était affaibli graduellement, a tout à fait disparu, et est remplacé par une lumière uniforme. Il faut en conclure que les rayons qui les produisaient par leur interférence ne sont plus capables de s'influencer mutuellement. Il est aisé de voir, d'après la position de ces franges, qu'elles résultaient de l'interférence des rayons qui ont subi le même mode de réfraction dans les deux lames, puisque, les ayant parcourues avec des vitesses égales, ils doivent arriver simultanément dans le milieu de l'espace éclairé qui répond à des chemins égaux, si d'ailleurs les deux lames sont de même épaisseur, et restent toujours l'une et l'autre perpendiculaires aux rayons, comme nous le supposons ici. Ainsi, les franges du groupe central étaient formées par la superposition de celles qui résultaient : 1° de l'interférence des rayons ordinaires de la lame de gauche avec les rayons ordinaires de la lame de droite; 2° de l'interférence des rayons extraordinaires de la première lame avec les rayons extraordinaires de la seconde. Les deux groupes excentriques, au contraire, résultant de l'interférence des rayons qui ont subi des réfractions différentes dans les deux lames, et comme ce sont les rayons ordinaires qui marchent le plus vite dans le cristal de roche ou le sulfate de chaux, on voit que si l'on emploie une de ces deux espèces de cristaux, le groupe de gauche doit être formé par la réunion des rayons extraordinaires de la lame de gauche avec les rayons ordinaires de la lame de droite, et le groupe de droite par la réunion des rayons extraordinaires de la lame de droite avec les rayons ordinaires de la lame de gauche. Cela posé, il s'agit de déterminer maintenant le sens de polarisation de chacun des faisceaux qui interfèrent, pour en conclure quelles sont les directions relatives des plans de polarisation qui favorisent ou empêchent leur influence mutuelle. L'analogie indique que le mode de polarisation de la lumière doit être dans les lames minces le même que dans les cristaux assez épais pour la diviser en deux faisceaux distincts. Mais comme cette hypothèse peut être l'objet d'une discussion, et contredit même une théorie ingénieuse d'un de nos plus célèbres physiciens, nous ne la présenterons pas d'abord comme un principe certain, et nous avons recours à une expérience directe pour déterminer les plans de polarisation des

rayons ordinaires et extraordinaires qui sortent de ces lames, auxquelles nous avons supposé un ou deux millimètres d'épaisseur. Cette épaisseur suffit pour qu'on puisse tailler un de leurs bords en biseau, et obtenir par cette forme prismatique la séparation des rayons ordinaires et extraordinaires; alors on reconnaît qu'ils sont effectivement polarisés, les premiers suivant la section principale, et les autres dans un sens perpendiculaire. Si l'on ne regardait pas encore cela comme une preuve suffisante que tel est aussi leur mode de polarisation au sortir de chaque lame quand ses deux surfaces sont parallèles, on en trouverait une nouvelle démonstration dans les faits que nous venons de décrire, en partant des principes établis par l'expérience de M. Arago, et qui sont d'ailleurs confirmés par celle dont nous allons bientôt parler. Si, au contraire, on ne met plus en question le sens de polarisation des rayons ordinaires et extraordinaires, l'expérience actuelle devient une seconde démonstration de ces principes. En effet, lorsque les axes des deux lames étaient parallèles, les rayons qui avaient éprouvé les mêmes réfractions dans ces deux cristaux se trouvaient polarisés suivant la même direction, et ceux de noms contraires suivant des directions rectangulaires: voilà pourquoi le groupe des franges du milieu, qui provient de l'interférence des rayons de même nom, était à son maximum d'intensité, et les deux autres, qui résultent de l'interférence des rayons de noms contraires, ne paraissaient pas encore. Mais quand les axes des deux lames formaient entre eux un angle oblique, de 45° par exemple, les rayons de noms contraires et ceux de même nom pouvaient agir à la fois les uns sur les autres, puisque leurs plans de polarisation n'étaient plus rectangulaires, et les trois groupes de franges étaient produits. Lorsque enfin les axes deviennent perpendiculaires entre eux, les rayons de même nom se trouvent polarisés suivant des directions rectangulaires, et le groupe central, auquel ils donnaient naissance, s'évanouit, tandis que les rayons ordinaires de la lame de gauche sont alors polarisés parallèlement aux rayons extraordinaires de la lame de droite, ce qui fait que le groupe de droite qu'ils produisent atteint son maximum d'intensité. Il en est de même du groupe de gauche, résultant de l'interférence des rayons ordinaires de la lame de droite avec les rayons extraordinaires de la lame de gauche.

« Voici une troisième expérience qui confirme encore les conséquences que nous avons tirées de la première. Ayant fait polir un rhomboïde de spath calcaire sur deux faces opposées, dressées avec soin et bien parallèles, je le sciai perpendiculairement à ces faces, et j'obtins de cette manière deux rhomboïdes d'égale épaisseur, et dans lesquels la marche des rayons ordinaires et extraordinaires devait être exactement pareille sous la même incidence. Je les plaçai l'un devant l'autre, de

manière que les rayons partis du point lumineux qui avaient traversé le premier rhomboïde parcourussent ensuite le second, en ayant soin que leurs faces fussent perpendiculaires à la direction des rayons incidents; de plus, la section principale du second rhomboïde était perpendiculaire à celle du premier, de sorte que les quatre faisceaux qu'ils produisent en général étaient réduits à deux; le faisceau ordinaire du premier rhomboïde était réfracté extraordinairement dans le second, et le faisceau extraordinaire de celui-là était réfracté ordinairement dans celui-ci. Il résultait de cette disposition que les différences de marche provenant de la différence de vitesse des rayons ordinaires et extraordinaires se trouvaient compensées pour les deux faisceaux sortants; ils se croisaient d'ailleurs sous un angle très-petit, et tel que les franges devaient avoir une largeur beaucoup plus que suffisante pour être aperçues; et cependant, quoique toutes les conditions nécessaires à la production des franges, pour les circonstances ordinaires, eussent été soigneusement observées, je ne pus jamais parvenir à les faire paraître. Pendant que je les cherchais avec soin, en tenant une loupe devant mon œil, je faisais varier lentement la direction d'un des rhomboïdes, en le déviant tantôt à droite, tantôt à gauche, afin de compenser l'effet résultant de quelque différence d'épaisseur, s'il s'en trouvait encore; mais, malgré ce tâtonnement réitéré un grand nombre de fois, je n'aperçus point de franges; et cela ne doit plus surprendre, d'après ce que les autres expériences nous ont appris, puisque les deux faisceaux sortants se trouvaient polarisés à angle droit. Ce qui prouvait bien, d'ailleurs, que l'absence des franges ne tenait point à la difficulté d'arriver par le tâtonnement à une compensation exacte, c'est que je parvenais aisément à les faire paraître en employant de la lumière qui avait été polarisée avant son entrée dans les rhomboïdes, et en lui faisant éprouver une nouvelle polarisation après sa sortie.

« Il est donc complètement démontré, par les expériences que je viens de rapporter, que les rayons polarisés à angle droit ne peuvent exercer aucune influence sensible l'un sur l'autre, ou, en d'autres termes, que leur réunion produit toujours la même intensité de lumière, quelles que soient les différences de marche des deux systèmes d'ondes qui interfèrent.

« Un autre fait remarquable, c'est qu'une fois qu'ils ont été polarisés suivant des directions rectangulaires, il ne suffit plus qu'ils soient ramenés à un plan commun de polarisation pour qu'ils puissent donner des signes apparents de leur influence mutuelle. En effet, si dans l'expérience de M. Arago, ou dans celle que j'ai décrite ensuite, on fait passer les rayons sortis de deux fentes, qui sont polarisés à angle droit, au travers d'une pile de glaces inclinées, on n'aperçoit pas de franges

dans quelque direction qu'on tourne son plan d'incidence. Au lieu d'une pile, on peut employer un rhomboïde de spath calcaire: si l'on incline sa section principale de 45° sur les plans de polarisation des faisceaux incidents, de manière qu'elle divise en deux parties égales l'angle qu'ils font entre eux, chaque image contiendra la moitié de chaque faisceau; et ces deux moitiés, ayant le même plan de polarisation dans la même image, devraient y produire des franges, s'il suffisait de ramener les rayons à un plan commun de polarisation pour rétablir les effets apparents de leur influence mutuelle. Mais l'on ne peut jamais obtenir des franges par ce moyen, tant que les rayons n'ont pas été polarisés suivant un même plan, avant d'être divisés en deux faisceaux polarisés à angle droit.

« Lorsque la lumière a éprouvé cette polarisation préalable, au contraire, l'interposition du rhomboïde fait reparaître les franges. La direction la plus avantageuse à donner au plan primitif de polarisation est celle qui divise en deux parties égales l'angle des plans rectangulaires suivant lesquels les deux faisceaux sont polarisés en second lieu, parce qu'alors la lumière incidente se partage également entre eux. Supposons, pour fixer les idées, que le plan de la polarisation primitive soit horizontal: il faudra que les plans de la polarisation suivante, imprimée à chacun des deux faisceaux, soient inclinés de 45° sur le plan horizontal, l'un en dessus, l'autre en dessous, de sorte qu'ils restent perpendiculaires entre eux. On peut obtenir cette polarisation rectangulaire, soit à l'aide des deux petites piles employées dans l'expérience de M. Arago, soit avec deux lames dont les axes sont disposés rectangulairement, soit enfin avec une seule lame cristallisée. Nous ne considérons que ce dernier cas, les deux autres présentant des phénomènes absolument analogues.

« Pour diviser la lumière en deux faisceaux qui se croisent sous un petit angle et qui puissent ainsi faire naître des franges, l'appareil des deux miroirs est généralement préférable à l'écran percé de deux fentes, parce qu'il produit des franges plus brillantes; il a d'ailleurs ici l'avantage de donner immédiatement aux deux faisceaux la polarisation préalable nécessaire à notre expérience: il suffit pour cela que les deux miroirs soient de verre non étamé, et inclinés de 35° environ sur les rayons incidents; il faut avoir soin de les noircir par derrière, pour détruire la seconde réflexion. On place près d'eux, dans le trajet des rayons réfléchis et perpendiculairement à leur direction, une lame de sulfate de chaux ou de cristal de roche, parallèle à l'axe, d'un ou deux millimètres d'épaisseur, en inclinant sa section principale de 45° sur le plan de la polarisation primitive, que nous avons supposé horizontal. L'appareil étant ainsi disposé, on ne verra qu'un seul groupe de franges au

travers de la lame, comme avant son interposition et il occupera la même position. Mais si l'on met devant la loupe une pile de glaces inclinées dans un sens horizontal ou vertical, on découvrira de chaque côté du groupe central un autre groupe de franges, qui en sera d'autant plus éloigné que la lame cristallisée sera plus épaisse. Remplace-t-on la pile de glaces par un rhomboïde de spath calcaire, dont la section principale est dirigée horizontalement ou verticalement, l'on voit, dans chacune des deux images qu'il produit, les deux systèmes de franges additionnelles que l'interposition de la pile de glaces avait fait naître; et il est à remarquer que ces deux images sont complémentaires l'une de l'autre, c'est-à-dire que les bandes obscures de l'une répondent aux bandes brillantes de l'autre.

« Nous voyons dans cette expérience une nouvelle confirmation des principes démontrés par les précédentes. Les rayons qui ont éprouvé des réfractions de noms contraires ne peuvent s'influencer, parce que, sortant de la mince lame dans le cas que nous considérons maintenant, ils se trouvent polarisés suivant des directions rectangulaires: en conséquence, les groupes de droite et de gauche ne peuvent exister, à moins qu'on ne rétablisse l'influence mutuelle de ces rayons en les ramenant à un plan commun de polarisation; c'est ce que fait l'interposition de la pile de glaces ou du rhomboïde. Les franges ainsi produites sont d'autant plus prononcées que les deux faisceaux de noms contraires qui concourent à leur formation sont plus égaux en intensité; et voilà pourquoi la direction de la section principale du rhomboïde, qui fait un angle de 45° avec l'axe de la lame, est la plus favorable à l'apparition des franges. Quand la section principale du rhomboïde est parallèle ou perpendiculaire à celle de la lame, les rayons réfractés ordinairement par la lame passent en entier dans une image au lieu de se partager entre les deux, et tous les rayons extraordinaires passent dans l'autre image, en sorte qu'il ne peut plus y avoir interférence entre eux, et les groupes additionnels disparaissent: chaque image ne présente plus que les franges qui résultent de l'interférence des rayons de même nom, c'est-à-dire celles qui composent le groupe central.

« Ces deux groupes de franges additionnelles que présentait la lumière polarisée dans la première position du rhomboïde, fournissent un des moyens les plus précis de mesurer la double réfraction et d'en étudier la loi. En effet, leur position excentrique tient à la différence de marche des rayons ordinaires et extraordinaires qui sont sortis de la lame, et l'on peut juger du nombre d'ondulations dont les rayons extraordinaires du faisceau de droite sont restés en arrière des rayons ordinaires de gauche, par le nombre de largeur de franges comprises entre le milieu du groupe de droite et celui du groupe central. On détermine en-

core mieux cette différence de marche, en mesurant l'intervalle compris entre les milieux des deux groupes extrêmes, qui est le double de leur distance au milieu du groupe central. C'est la lumière blanche qu'il est le plus commode d'employer dans ces sortes d'observations; d'abord, parce qu'elle est plus vive; et, en second lieu, parce qu'elle rend la bande centrale de chaque groupe plus facile à reconnaître. Comparant ensuite l'épaisseur de la lame à la différence de marche observée, on en conclut le rapport des vitesses des rayons ordinaires et extraordinaires. »

La polarisation circulaire a été observée d'abord par M. Arago, puis particulièrement étudiée par Biot, qui est arrivé à formuler, sous ce rapport, les lois suivantes: 1° Pour toutes les plaques tirées d'un même cristal, la rotation du plan de polarisation est proportionnelle à l'épaisseur; 2° soit qu'un cristal tourne à droite ou à gauche, la même épaisseur donne à peu près la même rotation; 3° dans les diverses couleurs, la rotation augmente avec la réfringibilité; pour une plaque d'un millimètre, les angles de rotation sont les suivants:

Rouge extrême.	17° 21'
Limite de l'orangé.	20° 29'
— du jaune.	22° 19'
— du vert.	23° 40'
— du bleu.	36° 5'
— de l'indigo.	34° 54'
— du violet.	37° 32'
Violet extrême.	44° 3'

Le cristal de roche est la seule substance solide dans laquelle on ait observé la polarisation circulaire. M. Biot l'a découverte dans différents fluides. C'est ainsi qu'il a reconnu que les matières qui deviennent le rayon de droite à gauche sont: la térébenthine, l'essence de laurier, la gomme arabique et l'anioline. Celles qui le devient de gauche à droite sont: l'essence de citron, le sirop de sucre, la solution alcoolique de camphre, la dextrine et l'acide tartrique.

La chaleur, comme la lumière, est susceptible d'être polarisée. M. Melloni, qui a fait à ce sujet de nombreuses recherches, a trouvé qu'en général la proportion de chaleur polarisée augmente avec l'obliquité.

Enfin on a donné le nom de polarisation électrique à certains phénomènes que présentent les métaux quand ils ont servi d'électrodes pour décomposer l'eau ou toute autre substance. Ainsi, deux lames de platine ayant servi d'électrodes, placées dans de l'eau conductrice et mises en communication avec un galvanomètre, donnent un courant plus ou moins énergique qui a la propriété d'être dirigé en sens contraire du premier, et de persister pendant un laps de temps assez considérable.

PÔLES. On appelle pôles les deux extrémités de l'axe d'une sphère. La distance des pôles à l'équateur est de 90 degrés.

POLINIUM (Polin). Corps simple que

M. Osann prétend avoir découvert dans le résidu du minerai de platine. Ce corps est pulvérisé, gris, sans éclat métallique. Il enflamme l'hydrogène; il se dissout dans l'acide chlorhydrique, et la solution est colorée en bleu indigo foncé. Il se dissout complètement dans l'eau régale. Le chlorure de polonium ne produit pas de précipité avec le chlorure d'ammonium. Les oxydes de polonium qu'on a obtenus sont de couleur grise. (*Annalen v. Poggendorff*, année 1843.)

POLYGONE. Figure ayant plusieurs côtés et plusieurs angles.

POLYCHROMATIQUE (Acide). Synonyme : *Substance amère d'aloès*. Obtenu à l'état de pureté, ce corps est amorphe, et se présente avec une belle couleur d'un beau rouge assez foncé; il a une saveur très-amère et astringente; il n'a pas d'odeur sensible. A 500° ou 400°, il se décompose instantanément; il fuse comme la poudre avec une légère explosion. Les produits qu'il donne sont du gaz oxyde de carbone, de l'acide carbonique, de l'azote, du gaz oléfiant, de l'acide cyanhydrique, et très-peu de résidu charbonneux. Projeté sur un charbon incandescent, il fuse, et donne une vapeur poudreuse ayant une odeur cyanique. Il est peu soluble dans l'eau à froid; mais la petite quantité qui se dissout suffit pour colorer en pourpre une grande masse d'eau. Il faut plus de 250 parties d'eau pour dissoudre une p. d'acide polychromatique à 100°. Il se dissout dans 70 ou 80 p. d'alcool, à la température ordinaire. Il se combine avec tous les oxydes métalliques pour former des sels (*polychromates*) en général solubles et cristallisables.

Le *polychromate de potasse* cristallise en petites aiguilles prismatiques d'une très-belle couleur rouge de sang; il est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid. Projeté sur un charbon incandescent, il fuse comme du nitre. Le *polychromate d'argent* cristallise en petites aiguilles prismatiques extrêmement fines, d'un violet très-foncé.

L'acide polychromatique a été pour la première fois obtenu à l'état de pureté par M. Boutin, en faisant réagir l'acide nitrique sur le suc d'aloès.

POLYMORPHISME. (De $\pi\omicron\lambda\acute{\omicron}\varsigma$, plusieurs, et $\mu\omicron\omicron\phi\acute{\omicron}\eta$, figure). Propriété qu'a un corps de cristalliser sous deux ou plusieurs formes différentes. Voyez DIMORPHIE.

POMPE ASPIRANTE. Machine à piston, qui élève l'eau en l'aspirant. C'est la pression de l'air qui fait monter l'eau dans le corps de pompe, et cette pression ne peut faire monter l'eau à plus de 10 1/5 mètres (32 pieds).

POMPE FOULANTE. Machine à piston qui élève l'eau en la foulant. Dans ce cas, c'est la pression directe exercée par le piston qui est la cause de l'élévation de l'eau au-dessus de son niveau.

POPULINE. Matière cristallisée en aiguilles blanches, d'une saveur âcre et douce, semblable à celle de la réglisse. Elle se dissout

dans 70 p. d'eau bouillante et dans 1000 p. d'eau froide. Elle est très-soluble dans l'alcool, et colorée en rouge par l'acide sulfurique. Elle a été découverte par M. Bracconot dans l'écorce et les feuilles du tremble (*Populus tremula*). Composition inconnue.

PORCELAINES. La porcelaine se prépare avec une espèce d'argile blanche, très-pure (kaolin), contenant des proportions convenables de silice et d'alumine. La plupart des terres à porcelaine renferment une certaine quantité de potasse; celle de Saint-Yrieux, près Limoges, avec laquelle on fabrique la porcelaine de Sèvres, en contient 2.5 pour cent. Les terres riches en alcais (silicates d'alumine et de potasse) peuvent être immédiatement travaillées, sans addition d'aucune autre substance. D'autres, moins riches, doivent être préalablement mêlées avec une sorte de fondant alcalin. La roche feldspathique (silicate de potasse et d'alumine), est le fondant le plus ordinaire. C'est ainsi qu'on ajoute du feldspath à la terre de Mor près Halle, avec laquelle on fabrique la porcelaine de Berlin, et à la terre de Aue, près Schneberg (Saxe), qui sert à la fabrication de la porcelaine de Misnie. La première espèce contient environ 0,43 de potasse, et la dernière en renferme à peine quelques traces.

On fait cuire la pâte, et on la recouvre d'un vernis qui, par l'action du feu, pénètre à quelque profondeur dans la masse. Ce vernis se prépare avec du feldspath et du quartz finement pulvérisés.

Dans l'ancienne porcelaine de Sèvres, et dans la porcelaine dite anglaise (*porcelaine tendre*), la soude remplace la potasse (silicate d'alumine et de soude). Dans la porcelaine de Piémont, c'est la magnésie qui remplace en grande partie la soude ou la potasse.

PORES. (De $\pi\omicron\omicron\omicron\varsigma$, passage). On appelle ainsi les interstices des corps, donnant passage aux fluides élastiques, aux liquides et à d'autres agents. Voyez INTERSTICES. C'est le plus ou le moins grand nombre de pores qui constitue la propriété à laquelle on a donné le nom de *porosité*, et qui est en raison de la compressibilité. Chez les êtres animés, les pores sont le siège des phénomènes d'exhalation et d'absorption.

PORPHYROXINE. Matière cristalline blanche, trouvée par M. Merk dans l'opium du Bengale. Elle est soluble dans l'alcool, l'éther et les acides étendus. Elle donne une solution pourpre avec l'acide chlorhydrique; cette solution est précipitée à l'état de laque rouge par le sel d'étain.

PORTE-VOIX. Instrument destiné à augmenter l'intensité du son. Il a la forme d'une trompette, et est d'ordinaire fabriqué en métal (fer-blanc ou laiton).

POTASSE. Synonymes : *Oxyde de potassium, protoxyde de potassium, oxyde de kalium, alcali végétal, potasse caustique pierre à cautère, Pottasche* (allemand).

La potasse est un corps solide, d'un blanc grisâtre, à cassure fibreuse, d'une saveur excessivement âcre, alcaline, sans odeur. Elle ne conduit l'électricité que lorsqu'elle est humectée. Sa densité est 1,7. La potasse fond vers 530° ou 490°. Une fois fondue, elle se volatilise presque aussitôt, en répandant des vapeurs blanches, âcres, alcalines. Elle n'éprouve pas d'altération en se volatilissant. Elle est très-soluble dans l'eau, qui en prend au moins la moitié de son poids.

La potasse la plus concentrée contient toujours au moins 1 équiv. d'eau, qu'on ne peut lui enlever qu'en la chauffant avec un acide. Cette eau paraît être chimiquement combinée avec la potasse, et jouer en quelque sorte, d'une manière inverse, le rôle de base avec l'acide sulfurique. Les cristaux que la potasse est susceptible de produire, à une température basse, contiennent 4 éq. d'eau. Son affinité pour l'eau est si grande, qu'elle dessèche l'air en s'emparant des vapeurs d'eau qui s'y trouvent. A mesure qu'elle absorbe l'humidité, elle devient liquide et tombe en *deltidium*. Une fois coulée, la potasse reste liquide, quel que soit le degré de sécheresse de l'atmosphère. On la placerait dans un air complètement desséché, qu'elle n'abandonnerait pas un atome d'eau. Cette propriété permet d'employer la potasse comme substance hygrométrique. Comme l'acide sulfurique, elle produit, au contact de l'eau, une élévation de température assez considérable. Mais, exposée à l'air, la potasse absorbe, non-seulement l'humidité, mais encore l'acide carbonique, en se transformant en carbonate.

L'hydrogène n'exerce aucune action sur la potasse. L'oxygène est absorbé à chaud par la potasse, qui se convertit en peroxyde. Cette propriété n'a été reconnue qu'après la découverte du potassium.

Le chlore, le brome, l'iode, sont susceptibles d'absorber l'oxygène de la potasse, et de donner pour résidu un mélange de chlorure, de bromure, d'iodure de potassium, et de chlorate de bromate de potasse.

Le sulfure et le phosphore agissent à peu près de la même manière.

Le carbone convertit partiellement, à une température élevée, la potasse en potassium.

Le fer, à la température blanche, s'oxyde aux dépens de la potasse, et donne du potassium qui distille.

La potasse est une oxybase extrêmement puissante.

On retire la potasse ou carbonate de potasse traité par la chaux. A cet effet, on fait bouillir 1 partie de carbonate de potasse avec 1 à 2 parties de chaux caustique dans 8 à 12 parties d'eau. On prolonge l'ébullition jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus troublée par la chaux. Dans cette action, il se produit du carbonate de chaux insoluble, et de la potasse qui reste en dissolution. On concentre la liqueur contenant la potasse, en l'évaporant dans un vase

de fer à l'abri du contact de l'air, afin d'éviter l'absorption de l'acide carbonique de l'air par la potasse. Enfin, on achève la concentration en continuant l'évaporation dans un vase d'argent. La potasse ainsi obtenue est d'une densité égale à 1,7. Elle contient un équiv. d'eau; en d'autres termes, 81 p. de potasse contiennent 16 p. d'eau. C'est là son plus grand état de concentration. Lorsque le carbonate de potasse employé pour la préparation de la potasse renferme des sulfates et des chlorures solubles, que la chaux n'aurait pas complètement enlevés, on traite la liqueur, avant de la concentrer, par de l'alcool, qui ne dissout que de la potasse en rendant insolubles les sels étrangers et surtout les sulfates. On chasse ensuite par l'évaporation l'alcool et l'eau. La potasse retirée du carbonate de potasse impur, et non purifié par l'alcool, est livrée au commerce sous le nom de *Pierre à cautère*.

La potasse pure ne se rencontre jamais dans la nature à l'état de liberté, comme, du reste, tous les corps susceptibles de s'altérer par la présence de l'air. Les cendres des végétaux contiennent beaucoup de sels de potasse, et particulièrement du carbonate. La cendre des fougères est surtout riche en carbonate de potasse. La potasse existe dans les végétaux à l'état de citrate, de malate, d'oxalate, de tartrate, etc., tous sels qui, par l'effet de la calcination, se convertissent en carbonate. Cela explique le nom d'*aleali végétal* qu'on donnait autrefois à la potasse. Cependant la potasse se rencontre aussi dans le règne minéral; les roches de feldspath et de granit en contiennent une grande quantité, combinée avec la silice et l'alumine.

La potasse se compose de :

439,913 de potassium
100, d'oxygène

$339,913 = KO = 1$ équiv. de potasse réel, saturant

1 équivalent d'acide sulfurique réel ($301,1 = SO^3$). Mais la potasse la plus concentrée contenant (comme l'acide sulfurique) au moins 1 équivalent d'eau, sa formule véritable est $= KO, HO$.

La potasse est employée dans la fabrication des savons et des cristaux. La pierre à cautère est de la potasse impure; elle contient une certaine quantité de sels étrangers.

Caractères des sels de potasse. Tous les sels de potasse sont solubles; les moins solubles exigent environ 260 parties d'eau pour se dissoudre.

1° L'acide tartrique précipite les sels de potasse en blanc (bitartrate). Le précipité ne se forme pas immédiatement.

2° L'acide perchlorique y forme un précipité blanc (chlorate). Les acides périodique et bromique donnent des précipités encore moins solubles que le chlorate.

3° Le sulfate d'alumine y produit un précipité

pité blanc (alun). Le précipité ne se forme pas immédiatement.

4° Le perchlore de platine y donne immédiatement un précipité jaune-serin (chlorure double de platine et de potassium). Si la dissolution est un iodure de potassium, le précipité est d'un rouge vineux; si c'est un sulfure de potassium, le précipité est noir.

5° Le fluorhydrate de fluorure de silicium (acide hydrofluosilicique) donne immédiatement un précipité blanc (fluorhydrate de fluorure de potassium et de silicium).

6° L'acide carbazotique y produit un précipité jaune (carbazotate). C'est, de tous les sels de potasse, le plus insoluble; il exige 260 parties d'eau pour se dissoudre. Comme la potasse et ses sels sont très-solubles, on les dose, dans les analyses, les derniers, c'est-à-dire après avoir dosé toutes les autres substances. On dose la potasse à l'état de bisulfate, parce que l'erreur, s'il y en avait, porterait en grande partie sur l'acide sulfurique.

Sulfures de potassium. Le soufre peut se combiner en plusieurs proportions avec le potassium. On connaît : 1° le monosulfure, 2° le bisulfure, 3° le trisulfure, 4° le tétrasulfure, 5° le quintisulfure (pentasulfure, polysulfure, persulfure).

1° Monosulfure (sulfo-base de potasse). C'est, de toutes les combinaisons du soufre avec le potassium, la seule qui joue, comme le protoxyde (potasse), le rôle de base. Le monosulfure de potassium se présente sous forme mamelonnée, de couleur rouge de chair, d'une odeur d'œufs pourris, altérable à l'air, surtout à l'air humide. Il a une réaction alcaline; il est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et fusible au-dessous de la chaleur rouge.

Le meilleur procédé pour l'obtenir pur consiste à calciner, à une température élevée, le sulfate de potasse avec du charbon. Formule : $\text{KS} = 1$ équiv. de potassium, uni à 1 équiv. de soufre.

Mis en contact avec un acide, le monosulfure de potassium dégage, avec effervescence, de l'acide sulfhydrique, sans précipitation de soufre. Traité par le sulfate de manganèse, il donne naissance à du sulfate de potasse et à du sulfure de manganèse, sans effervescence, c'est-à-dire sans dégagement d'acide sulfhydrique.

Combiné avec l'acide sulfhydrique, il forme le sulfhydrate de sulfure de potassium (sulfosel). Ce composé cristallise en prismes transparents à quatre ou à six pans, terminés par des pyramides à quatre ou à six faces. Sa saveur est âcre et sulfureuse. Il a une réaction alcaline; car l'acide sulfhydrique est un acide faible, qui sature mal les propriétés alcalines des bases. Le sulfhydrate de sulfure de potassium se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool. Il attire l'humidité de l'air, et s'altère en répandant l'odeur de l'hydrogène sulfuré.

Pour l'obtenir, on fait arriver en courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution de

notasse, jusqu'à ce que celle-ci n'absorbe plus de gaz. On chasse l'excès d'acide sulfhydrique en évaporant la dissolution avec précaution, à l'abri du contact de l'air. Sa formule est : KS , $\text{SH} = 1$ équiv. de potassium, uni à 1 équiv. d'acide sulfhydrique. Traité par un acide, le sulfhydrate de sulfure de potassium se décompose comme le monosulfure, c'est-à-dire sans précipitation de soufre; mais il dégage deux fois plus d'hydrogène sulfuré que le monosulfure. Il fait effervescence avec le sulfate de manganèse. Dans cette réaction, il se dégage 1 équiv. d'acide sulfhydrique, en même temps que le manganèse forme, avec l'autre équivalent d'acide sulfhydrique, un sulfure; car il n'y a pas de sulfhydrate de sulfure de manganèse.

Le sulfhydrate de sulfure de potassium, de même que celui de sulfure de sodium et de lithium, résiste, comme les carbonates, à une température très-élevée. Les sulfhydrates de sulfure de baryum et de strontium sont cristallisables: ils perdent 1 équiv. d'acide sulfhydrique à la température rouge. Ceux de magnésium et de calcium ne s'obtiennent qu'à l'état liquide; lorsqu'on cherche à les obtenir à l'état solide, ils laissent dégager 1 équiv. d'acide sulfhydrique, en passant à l'état de monosulfures.

2° Bisulfure. On l'obtient en faisant fondre, à la chaleur rouge, du soufre avec du carbonate de potasse en excès. Le soufre en excès, par rapport au carbonate de potasse, donnerait du persulfure de potassium. Il est difficile d'employer exactement la quantité de soufre nécessaire pour former un bisulfure. Il faut ensuite que la chaleur soit assez forte pour chasser tout l'acide carbonique du carbonate de potasse. Il se produit toujours en même temps un peu de sulfate et d'hyposulfite de potasse. Formule : $\text{K}_2\text{S}^2 = 1$ équiv. de potassium, uni à 2 équiv. de soufre.

Traité par un acide, il dégage de l'acide sulfhydrique avec précipitation de soufre.

3° Trisulfure. On l'obtient en faisant arriver du sulfure de carbone sur du carbonate de potasse chauffé au rouge.

Formule : $\text{KS}^3 = 1$ équiv. de potassium uni à 3 équiv. de soufre.

Traité par un acide, il dégage de l'acide sulfhydrique, avec précipitation du soufre. La quantité de soufre qui se précipite est le double de celle qui se précipite dans le bisulfure.

4° Tétrasulfure (quadrisulfure). On l'obtient en faisant arriver de la vapeur de sulfure de carbone sur du sulfate de potasse chauffé au rouge.

Formule : $\text{KS}^4 = 1$ équiv. de potassium uni à 4 équiv. de soufre.

Traité par un acide, il dégage de l'acide sulfhydrique avec dépôt de soufre. La quantité de soufre qui se dépose est le triple de celle que donne le bisulfure traité de la même manière.

5° Pentasulfure (quintisulfure, soit ce

soufre). Il est solide, friable, d'une saveur âcre, alcaline et sulfureuse, et d'une odeur d'œufs pourris. Il a une réaction alcaline. Il est soluble dans l'eau, qu'il colore en brun rougeâtre. Sa dissolution s'altère à l'air. Traité par un acide, il dégage de l'hydrogène sulfuré, en même temps qu'il se précipite du soufre. La quantité de soufre qui se précipite est le quadruple de celle que donne le bisulfure traité de la même manière. Formule : $\text{KS}^2 = 1$ équiv. de potassium uni à 3 équiv. de soufre.

On obtient le polysulfure de potassium par différents procédés :

1° En chauffant ensemble (vers 400 ou 500°) du carbonate de potasse et du soufre en excès. La potasse rencontrant du soufre en excès n'en prend ni plus ni moins que 3 équivalents pour 1 de potassium. Il se produit en même temps du sulfate de potasse par la réaction de 4 équiv. de potasse sur 1 éq. de soufre. Ce mélange de sulfate de potasse et de persulfure de potassium, est connu sous le nom de *foie de soufre*.

2° En traitant le monosulfure de potassium avec du soufre en excès, on obtient le polysulfure exempt de sulfate de potasse. Ce procédé n'est guère employé, parce que la préparation du monosulfure exige d'abord elle-même beaucoup de précautions.

3° En faisant bouillir une dissolution de sulfhydrate de sulfure de potassium avec du soufre en excès, le soufre chasse l'acide sulfhydrique, et il se produit un polysulfure. Ce procédé est excellent.

Le foie de soufre est souvent employé en médecine dans le traitement des maladies cutanées, des scrofules, de la syphilis invétérée.

Navier l'avait proposé comme contre-poison des sels de plomb, de cuivre, d'arsenic. M. Orfila a le premier démontré non-seulement l'inutilité, mais encore le danger de ce prétendu contre-poison.

Chlorure de potassium (sel fébrifuge de Sytius). Il cristallise en petits prismes à quatre pans, en cubes, et en trémies. Ce sel est anhydre; sa saveur est piquante, semblable à celle du sel de cuisine, qu'il peut, à la rigueur, remplacer dans ses usages. A la température de 0°, 100 parties d'eau dissolvent 29,21 de chlorure de potassium; à 100°, 100 parties d'eau en dissolvent 28. Il retarde considérablement le degré d'ébullition de l'eau. Il est fusible et volatil à la chaleur rouge. Il n'existe pas en grande abondance dans la nature. On le trouve dans les cendres des végétaux, dans le salpêtre et dans le sel marin. Il existe dans la *soude de varech*, matière saline dont la moitié se compose de sel marin, et l'autre moitié de chlorure de potassium, de sulfate de potasse, etc. C'est de là qu'on extrait aujourd'hui le chlorure de potassium. Il est composé de :

1 éq. de chlore = 412,63

1 éq. de potassium 489,91

952,56 = KCl ou $\text{KCl}^2 =$

1 équiv. de chlorure de potassium.

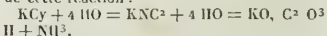
Le chlorure de potassium est une *chlorobase* puissante. Il forme des chlorosels cristallisables avec l'acide *chlorostannique* (perchlorure d'étain), l'acide *chloromercurique* (perchlorure de mercure), l'acide *chloroaurique* (perchlorure d'or), l'acide *chloroplatinique* (perchlorure de platine), etc.

Iodure de potassium. Il cristallise en octaèdres. Sa saveur est âcre. Il est très-fusible et volatil à la température rouge. Il est déliquescant et très-soluble dans l'eau. 100 parties d'eau à 18° en dissolvent 145 parties. Sa composition est analogue à celle du chlorure. KI ou KI^2 .

En traitant une dissolution de potasse par l'iode, on obtient de l'iodate de potasse peu soluble et cristallisant le premier, et de l'iodure de potassium qui reste en dissolution. Il existe dans les eaux de la mer, dans certaines eaux minérales, dans la soude de varech, etc.

Fluorure de potassium. Il a une réaction alcaline, et cristallise en cubes anhydres. Il se dissout dans un excès d'acide fluorhydrique. Les cristaux qui se déposent dans cette dissolution se composent de 1 équiv. de fluorure de potassium et de 1 équiv. d'acide fluorhydrique. C'est le *fluorhydrate de fluorure de potassium*, analogue au sulfhydrate de sulfure de potassium.

Cyanure de potassium (prussiate de potasse). Le cyanure de potassium est blanc, cristallisable en octaèdres, d'une saveur âcre, amère, et exhalant à l'air l'odeur des amandes amères. Il se décompose, au contact de l'air humide, en carbonate de potasse et en acide cyanhydrique qui se dégage. Il a une réaction alcaline comme le soufre, avec lequel il a, du reste, beaucoup d'analogie. Le cyanure de potassium est très-soluble dans l'eau. Si l'eau est aérée, le cyanure se décompose rapidement en acide cyanhydrique et en carbonate de potasse. La dissolution de cyanure de potassium, étant chauffée à l'abri du contact de l'air, se transforme en formiate de potasse et en ammoniacque qui se dégage. Voici la formule de cette réaction :



Les cyanures de sodium et d'ammonium sont dans le même cas. Ces cyanures sont vénéneux.

Formule : KCy ou $\text{KCy}^2 = \text{KNC}^2$.

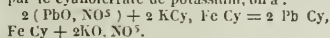
On obtient le cyanure de potassium en calcinant fortement le sel jaune (cyanoferrure de potassium) dans une corne de porcelaine. On lave le résidu de la calcination avec de l'eau qui dissout le cyanure de potassium, et laisse un mélange insoluble de carbure de fer et de cyanure de potassium.

Le cyanure de potassium est une véritable *cyanobase*. Il forme avec le cyanure de fer (FeCy), un *cyanoferrate de potassium* (cyanoferrure de potassium) ou cyanure double de fer et de potassium, prussiate de potasse ferrugineux jaune) qui est souvent employé comme réactif, parce qu'il donne, avec pres-

que toutes les dissolutions métalliques, des précipités généralement blancs et insolubles.

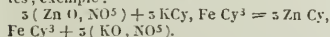
Le *cyanoferrate de potassium* cristallise en cubes d'un jaune citron. Il est insipide et inodore. Sa formule est : $= \text{Fe Cy} + 2\text{KCy}$, et à l'état cristallisé $= \text{Fe Cy} + 2\text{KCy} + 5\text{HO}$.

Dans les précipités que ce réactif produit avec les dissolutions métalliques, 2KCy sont remplacés par 2MCy . FeCy se retrouve dans tous les précipités. Ainsi, par exemple, en précipitant le nitrate de plomb (PbO , NO^5) par le cyanoferrate de potassium, on a :



On prépare le cyanoferrate de potassium en faisant bouillir le bleu de Prusse avec une dissolution étendue de potasse. Le cyanoferrate de potassium se sépare par la cristallisation. Une dissolution concentrée de cyanoferrate de potassium, dans laquelle on fait passer un courant de chlorure, se colore en rouge et ne précipite plus les sels de fer au maximum. On évapore à une douce chaleur pour obtenir, par cristallisation, le *sel rouge* de Gmelin (cyanure rouge de potassium et de fer, prussiate de potasse ferruré rouge, cyanoferride de potassium).

Ce sel cristallise en aiguilles très-déliées, de couleur aurore. Il est anhydre. Sa formule rationnelle est : $= 3\text{KCy} + \text{Fe Cy}^3$. C'est un réactif très-sensible. Les précipités qu'il forme avec la plupart des dissolutions métalliques, sont analogues à ceux que produit le sel jaune. Fe Cy^3 se retrouve dans tous les précipités ; exemple :



Le cyanoferride de zinc est jaune ; c'est le seul sel de zinc coloré. Le sel rouge de Gmelin donne du bleu de Prusse avec les sels de fer au *minimum*, tandis qu'il ne fait que colorer en bleu foncé les sels de fer au *maximum*. Le sel jaune donne du bleu de Prusse avec les sels de fer au *maximum*, et un précipité blanc verdâtre avec les sels au *minimum*.

Carbonates de potasse. Il existe, outre le carbonate neutre, un bicarbonate et un *sesquicarbonate*.

¹⁰ *Carbonate neutre* (carbonate de potasse proprement dit). Ce sel attire fortement l'humidité de l'air, et ne tarde pas à tomber en déliquium. Il est très-soluble dans l'eau. L'eau en dissout la moitié de son volume. La dissolution a une saveur et une réaction fortement alcalines ; elle verdit le sirop de violettes, et ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide ; enfin, le carbonate de potasse agit à peu près comme la potasse caustique. Ce sel cristallise difficilement. Cependant, lorsqu'on en fait à chaud une dissolution concentrée, elle laisse, par refroidissement, déposer de grandes lames rhomboïdales, composées de 1 équiv. de carbonate de potasse et de 2 équiv. d'eau. Ce carbonate, soumis à l'action de la chaleur, fond d'abord dans son eau de cristallisation

(fusion aqueuse), et perd toute son eau ; mais il ne laisse pas dégager son acide carbonique, quel que soit le degré de température auquel on l'expose. Ainsi privé d'eau, il ne fond plus qu'à la température rouge écarlate (fusion ignée), sans se décomposer. En faisant passer un courant de vapeur d'eau sur le carbonate de potasse fondu, on forme un hydrate de potasse avec dégagement d'acide carbonique ; et à son tour l'hydrate de potasse, soumis à un courant d'acide carbonique, passe de nouveau à l'état de carbonate, avec dégagement d'eau ; de sorte que l'eau et l'acide carbonique se chassent réciproquement en se substituant l'un à l'autre. Chauffé avec du charbon à la température blanche, le carbonate de potasse donne du potassium. D'après cela, on conçoit l'action et l'utilité du *flux noir* (carbonate de potasse avec excès de carbone) ou du *flux blanc* dans la désoxydation (*réduction*) des métaux. Le flux noir est le résultat de la calcination de 2 parties de crème de tartre avec 1 p. de salpêtre. Le flux blanc s'obtient par la calcination de parties égales de crème de tartre et de salpêtre.

Le carbonate de potasse existe dans les cendres des végétaux. Certains terrains produisent des végétaux dont les cendres sont très-riches en carbonate de potasse. Tels sont les terrains feldspathiques.

En lessivant les cendres (en les traitant par l'eau) on obtient une liqueur légèrement colorée en jaune, contenant du carbonate de potasse impur. Cette liqueur laisse, après son évaporation, un résidu qui, étant suffisamment concentré, donne la *potasse du commerce*, et prend le nom du pays où elle a été fabriquée (potasse d'Amérique, de Russie, de Trèves, des Vosges, etc.). Les pays couverts de bois et de forêts sont surtout propres à l'exploitation de la potasse. Lorsque le bois est cher, la potasse l'est également ; et, dans les pays déboisés et voisins de la mer, on remplace, pour beaucoup d'usages, la potasse par la soude. La potasse du commerce est un carbonate de potasse impur ; car elle contient des quantités variables de sulfate de potasse, de chlorure de calcium ou de sodium, de silice, de chaux, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse.

Pour obtenir le carbonate de potasse pur, on calcine ensemble 2 parties de crème de tartre et 1 partie de nitre (flux noir). L'acide tartrique de la crème de tartre (bitartrate de potasse), riche en carbone, est amené à l'état d'acide carbonique par l'oxygène de l'acide azotique du nitre (azotate de potasse) ; et la potasse du nitre, de même que celle de la crème de tartre, passe à l'état de carbonate simple. Un autre procédé pour avoir le carbonate pur, consiste à faire passer dans une dissolution de potasse du commerce un courant d'acide carbonique. Il se produit du bicarbonate de potasse moins soluble que le carbonate simple, et qui cristallise le premier

en abandonnant tous les sels étrangers qui restent en dissolution dans l'eau mère; on transforme ensuite, par une légère élévation de température, le bicarbonate en carbonate neutre.

Pour préparer du carbonate de potasse chimiquement pur, on fait arriver un courant d'acide carbonique dans une dissolution alcoolique d'acétate de potasse. Il se produit un mélange de carbonate et de bicarbonate. Ce dernier donne, par une légère calcination, du carbonate neutre pur.

Le carbonate neutre de potasse se compose, en centièmes, de 68,2 de potasse et 31,8 d'acide carbonique; en d'autres termes, de 1 équiv. de potasse et de 1 équiv. d'acide carbonique. De là sa formule: $= KO, CO_2$. Le carbonate de potasse est donc un sel neutre par sa composition, quoique alcalin par sa réaction.

Le carbonate de potasse (potasse du commerce) est employé dans la fabrication du verre (cristal), du savon, de l'alun, du salpêtre et du bleu de Prusse. Comme la potasse du commerce n'est jamais pure, il importe de connaître la quantité de potasse réelle qu'elle renferme (*Voy. ALCALINÉTRIE*).

2° Bicarbonate. Ce sel cristallise en beaux cristaux rhomboïdaux, volumineux, mais peu réguliers. C'est un des sels de potasse les moins solubles; 100 parties d'eau, à la température de 16 à 13°, n'en dissolvent que 2,3 parties. Lorsqu'on fait bouillir une dissolution de ce sel, il se dégage le quart de l'acide carbonique du bicarbonate, et l'on obtient le sesquicarbonate. A une température plus élevée, le bicarbonate perd la moitié de son acide carbonique, et l'on a le carbonate neutre.

On prépare le bicarbonate de potasse, en faisant arriver de l'acide carbonique dans une série de flacons dont le premier contient de l'eau, et les autres des dissolutions concentrées de carbonate de potasse. L'acide carbonique se lave dans le premier flacon, d'où il se dégage aussitôt, passe dans les autres flacons, et transforme le carbonate neutre en bicarbonate, qui cristallise.

Le bicarbonate de potasse cristallisé se compose de 1 équiv. de potasse, de 2 équiv. d'acide carbonique et de 1 équiv. d'eau. Il contient donc 47,1 pour cent d'eau. Sa formule est: $= KO (CO_2)_2, H_2O$.

Sesquicarbonate. Il se compose de 1 équiv. de base et de 1 1/2 équiv. d'acide (Thompson). Il sert à peu près aux mêmes usages que les autres carbonates de potasse.

Chlorate de potasse. (Synonymes: *Chlorite, muriate suroxygéné de potasse.*) Le chlorate de potasse se présente sous forme de paillettes blanches, rhomboïdales, nacrées, anhydres, d'un poids spécifique égal à 1,98. Il a une saveur fraîche, légèrement amère. Il fond vers 560°; au delà de cette température, il se décompose partiellement en perchlorate de potasse, en chlorure de potassium et en oxygène, qui se dégage. Pour que le tout se transforme

en chlorure de potassium, il faut chauffer au moins au delà de 400°. Les acides forts, sous l'influence de substances combustibles, décomposent le chlorate de potasse, souvent avec détonation et dégagement de lumière. On peut faire l'expérience avec 3 parties de chlorate de potasse, 7 parties de sucre, en versant sur le mélange de l'acide sulfurique. Un mélange de 100 parties de chlorate de potasse, de 12 parties de soufre et de 10 parties de charbon, s'enflamme au contact d'une baguette préalablement trempée dans de l'acide sulfurique. On peut enflammer le chlorate de potasse sur l'eau, en faisant, au moyen d'un tube, arriver de l'acide sulfurique sur ce sel, mêlé à quelques morceaux de phosphore. C'est sur la propriété oxygénante du chlorate de potasse qu'est fondée la théorie de la préparation des allumettes dites chimiques. Pour préparer ces allumettes, on trempe des allumettes soufrées dans une espèce de pâte faite avec 60 parties de chlorate de potasse, 14 parties de soufre, 14 parties de gomme, et une quantité d'eau suffisante pour faire une pâte convenable. Lorsqu'on plonge ces allumettes dans de l'acide sulfurique, il y a production de flamme. L'acide se porte sur la potasse, qui met en liberté l'acide chlorique; et celui-ci, écartant son oxygène au soufre, donne naissance à de l'acide sulfureux et à du chlore. Le simple frottement suffit pour produire de la flamme, quand on trempe l'allumette préalablement dans un mélange pâteux fait avec du chlorate de potasse, du soufre d'antimoine et de la colle. Le chlorate de potasse, mêlé avec quelques fragments de phosphore, produit, sous le choc du marteau, une vive détonation. En versant sur le chlorate de potasse quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, il se forme une vapeur jaune, accompagnée d'un petitement pendant lequel des états de sel sont lancés au loin; il se produit de l'acide chloréux, doué d'une odeur de caramel.

Solubilité: à 0°, 100 part. d'eau dissolvent 5,5,
à 49°, 1 19,
à 104, 0 60.

La dissolution saturée de chlorate de potasse laisse, par le refroidissement, déposer des paillettes cristallines, présentant les couleurs de l'arc-en-ciel (phénomène d'optique).

Ce sel est composé de 1 équiv. de potasse (359,91), uni à 1 équiv. d'acide chlorique (342,63). Sa formule est $= KO, Cl O_5$.

Pour l'obtenir, on fait arriver un courant de chlore dans des flacons contenant une dissolution de potasse un peu concentrée; car si la dissolution était trop délayée, il ne se formerait que du chlorure de potasse. En effet, 6 équiv. de chlore produisent, en réagissant sur 6 équiv. de potasse, 3 équiv. de chlorure de potassium pour 1 équiv. de chlorate de potasse. Voici cette réaction exprimée en formules: $6 Cl + 6 KO = 3 ClK + ClO_5, KO$.

Sulfate de potasse. (Synonymes: *Sel poli-*

chreste de Glaser, Sel de duobus, Arcanum duplicatum, Tartarus citriolatus.) Le sulfate de potasse est anhydre. Il cristallise en prismes à quatre ou à six pans, terminés par des pyramides à quatre ou à six faces; les prismes sont presque toujours engagés; les deux extrémités prennent des électricités opposées. Le sulfate de potasse a une saveur salée et légèrement amère; il craque sous les dents. Il est inaltérable à l'air. Il se dissout proportionnellement à la température. Au point de fusion du sel, sa solubilité est infinie. A la température de 10°, 7.100 p. d'eau dissolvent 10,3 p. de ce sel. Il ne fond qu'à la chaleur blanche, sans se décomposer; il décrépite sur les charbons ardents. Chauffé avec du charbon, il donne naissance à des produits différents, suivant que la température est plus ou moins élevée: 1° A une température très-élevée, toute la base est décomposée, et l'on obtient un *monosulfure de potassium*; 2° à une température moins élevée (au rouge), on a un *potysulfure*, toute la base n'étant pas décomposée. Le monosulfure ainsi préparé, et calciné dans une cornue de grès, est très-divisé et pyrophorique: en le répandant dans l'air il prend feu, et se transforme, aux dépens de l'oxygène de l'air, en sulfate neutre.

Formule du sulfate de potasse: KO, SO_3 .

Le sulfate de potasse existe naturellement dans les trois règnes. Il est employé dans la fabrication de l'alun à base de potasse, dans la fabrication du salpêtre, etc. Il est purgatif comme le sulfate de soude.

Bisulfate. Il cristallise en prismes très-petits et allongés. Il a une saveur acide, et rougit la teinture de tournesol. Il est plus soluble et plus fusible que le sulfate neutre. Il fond longtemps avant la chaleur rouge, à laquelle il laisse dégager 1 éq. d'acide sulfurique anhydre, pour se convertir en sulfate neutre. Fondu et refroidi, il prend l'aspect d'une masse semblable à de la porcelaine. Sa formule est: $\text{KO}, (\text{SO}_3)^2$ ou $\text{KO}, 2\text{SO}_3$. On l'obtient comme résidu, dans la préparation de l'acide azotique, au moyen de l'azotate de potasse et de l'acide sulfurique.

Il est employé dans quelques analyses minérales, et dans la fabrication du vinaigre.

Sulfite de potasse. (Synonyme: *Sel sulfureux de Stahl.*) Ce sel cristallise en lames rhomboïdales blanches, d'une saveur piquante et d'un arrière-goût sulfureux. Il s'altère à l'air humide, et se transforme en sulfate. Il est très-soluble. Il décrépite sur les charbons ardents avec dégagement d'acide sulfureux. Le sulfite de potasse peut être employé pour blanchir la soie et la laine, à cause de l'acide sulfureux qu'il renferme, et qu'on met en liberté au moyen d'un acide.

Phosphate de potasse. Ce sel cristallise, absolument comme l'arséniate de potasse, en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, correspondantes aux pans du prisme. Il a une saveur fraîche

et un peu amère. Chauffé, il fond, et se prend en une masse vitreuse qui ne se dissout plus aussi facilement dans l'eau que le phosphate cristallisé. Il se compose de 1 éq. de base, de 2 éq. d'acide et de 2 éq. d'eau.

Formule du phosphate de potasse cristallisé: $\text{KO}, (\text{PhO}^3)^2, 2\text{H}_2\text{O}$.

Le phosphate qui ne contient que 1 éq. d'acide est incristallisable.

POTASSIUM. (Synonyme: *Kalium.*) Le potassium est un corps solide, à peu près de la consistance de la cire. Récentement coupé, il a l'aspect et le brillant de l'argent; mais il se ternit rapidement, devient bleuâtre et gris (en absorbant l'oxygène de l'air). Sa densité est 0,865; aussi nage-t-il sur l'eau. A la température de 0°, il devient cassant et se laisse réduire en poudre. Il fond à 33°, et se volatilise à la température rouge sombre, en répandant des vapeurs vertes. A la température ordinaire et même à plusieurs centaines de degrés au delà, le potassium est, de tous les corps, celui qui a la plus grande affinité pour l'oxygène. Aussi enlève-t-il, dans ces circonstances, l'oxygène à tous les composés oxygénés avec lesquels il se trouve en contact. Mais à une température très-élevée, à la température blanche, le fer est un corps plus désoxygénant que le potassium; car il enlève l'oxygène à la potasse. Mis dans l'eau, le potassium s'enflamme en tournoyant, et brûle avec une belle flamme pourpre. Au moment où celle-ci s'éteint, il se manifeste une légère détonation, pendant laquelle des éclats de potasse caustique sont quelquefois projetés au loin. Dans cette action l'eau est décomposée; le potassium s'empare de l'oxygène pour former de la potasse, à l'instant où l'hydrogène forme de l'eau avec l'oxygène de l'air. La coloration de la flamme est probablement due à des vapeurs de potassium qui se dégagent en même temps. Lorsqu'on fait brûler un fragment de potassium (enveloppé dans un morceau de papier) sur l'eau, à l'abri du contact de l'air, il ne se produit point de flamme, et il se dégage de l'hydrogène, dont le volume correspond, équivalent pour équivalent, à la quantité d'oxygène de la potasse qui se produit. De plus, ce volume d'hydrogène représente exactement le volume de chlore, de brome, d'iode ou de cyanogène, que prendrait le potassium pour former un chlorure, bromure, iodure ou cyanure de potassium. On conserve le potassium dans de l'azote, dans de l'hydrogène, ou dans un liquide non oxygéné, dans un carbure d'hydrogène, dans l'huile de naphte, etc.

Le potassium a été obtenu, pour la première fois, en décomposant la potasse au moyen de la pile. Ce procédé n'est plus employé aujourd'hui. Pour préparer le potassium, on peut se servir des deux procédés suivants: 1° On place dans l'intérieur d'un tube cylindrique de fer des fils ou des fragments de fer. Ce tube est coudé au milieu, de manière

que les deux extrémités se relèvent. A l'une de ces extrémités s'adapte un tube de verre, qui se rend sous une cloche remplie d'huile de naphite; dans l'autre extrémité du tube, on met des fragments de potasse bien desséchés. Après avoir bien luté l'appareil, on le chauffe à une forte température. Par l'action de la chaleur, la potasse se réduit en vapeur, et arrive dans la partie concave (coude) du tube, où se trouvent les fils de fer. Là, le fer s'oxyde aux dépens de la potasse, qui se convertit en potassium, dont les vapeurs vertes viennent se condenser dans l'huile de naphite. Pendant cette action, il se dégage de l'hydrogène, ce qui tient à ce que la potasse, quelque concentrée qu'elle soit, contient toujours de l'eau. Or, le fer s'empare non-seulement de l'oxygène de la potasse, mais encore de l'oxygène de l'eau. Le potassium et l'hydrogène se dégagent donc en même temps. On n'obtient pas, par ce procédé, tout le potassium qu'on devrait obtenir, eu égard à la quantité de potasse employée.

2° On calcine, dans des cornues en fonte, de la crème de tartre (bitartrate de potasse). Celui-ci se transforme d'abord en carbonate de potasse et en charbon; et, à une température plus élevée, en potassium qui distille et qui vient se condenser dans un récipient froid, contenant de l'huile de naphite. Il se dépose, en même temps que le potassium, une masse grisâtre pyrophorique (spontanément inflammable à l'air), qui est une combinaison particulière de potassium et d'oxyde de carbone. On distille une seconde fois pour purifier le potassium. *Signe* $K = 48^{\text{a}}$, 83

Oxydes de potassium. Il n'existe que deux degrés d'oxydation du potassium :

1° Le *peroxyde*, composé de 3 équiv. d'oxygène et de 1 équiv. de potassium (KO^2). Il est de couleur verdâtre, et abandonne 2 équiv. d'oxygène au contact de l'eau ou d'un acide. On l'obtient en brûlant du potassium à l'air ou dans l'oxygène.

2° Le *protoxyde* (*potasse caustique*), composé de 1 équiv. de potassium et de 1 équiv. d'oxygène, forme seul des sels avec des acides. C'est l'oxyde le plus important. *Voyez* POTASSE.

En brûlant le potassium dans des tubes étroits, où l'air a peu d'accès, on obtient une masse friable, crayeuse, qui est un mélange de potassium et de protoxyde. Ce mélange avait été regardé, par quelques chimistes, comme un *sous-oxyle de potassium*.

POTERIE. La poterie ne diffère de la faïence qu'en ce qu'elle a été faite avec une argile ferrugineuse, de plus mauvaise qualité encore que celle qui entre dans la composition de la faïence. La pâte est rouge et poreuse. On enduit les vases de poterie d'un vernis plombifère, pour empêcher l'eau d'en traverser les pores. On les colore en vert, en rouge, en bleu, etc., par différents oxydes métalliques.

POUCE. Ancienne mesure; douzième partie du pied, = 0, mètre 0,2707.

PLOURE. On distingue deux espèces de poudres : 1° la *poudre de guerre*, et 2° la *poudre de chasse*. La première a pour composition : 73 de nitre, 12 1/2 de charbon, 12 1/2 de soufre. Cette poudre laisse, après sa combustion, un sulfure de potassium qui crasse les armes et nécessite de fréquents nettoyages. La poudre de chasse se fabrique avec 78 à 80 de nitre, 14 de charbon, 9 à 10 de soufre. Si la poudre est grossière, elle ne s'enflamme que successivement de proche en proche, et le projectile est lancé à peu de distance; si la poudre est, au contraire, plus fine, et que le mélange soit plus intime, le projectile est lancé beaucoup plus loin, parce que tous les grains de la poudre s'enflamment à peu près simultanément. Un litre de poudre donne 430 litres de gaz qui représentent une force de 430 atmosphères; et la chaleur qui se produit en même temps porte cette force, par la dilatation des gaz, à plus de 3,000 atmosphères.

POULIE. Roue circulaire, mobile autour d'un axe engagé dans une chape. La poulie est *fixe* ou *mobile*, suivant que la chape dans laquelle se meut la poulie est elle-même fixe ou mobile. La surface courbe de la roue est en partie enveloppée d'une corde, et, pour faciliter le mouvement, cette surface est creusée d'une *gorge*. Lorsque la chape est fixe, la puissance et la résistance sont appliquées aux extrémités de la corde enroulée autour de la poulie, et, dans ce cas, les deux forces doivent être égales pour se faire équilibre. La poulie fixe n'offre que l'avantage de la transmission des forces. Cet avantage est mis à profit dans les machines composées, comme la grue, le moulin, etc. Quand la chape se déplace et que la poulie est conséquemment mobile, la corde a l'une de ses extrémités fixes, et la résistance agit sur l'axe même. Lorsque les deux parties de la corde sont parallèles, la puissance ou l'effort que l'on fait pour maintenir en équilibre le poids dont la poulie est chargée, ne doit être que la moitié de ce poids; de sorte que, pour soulever le poids, il faut que l'effort dépasse un peu la moitié.

POUPRE DE CASSIUS. *Voyez* OR, sels.

POUVOIR ABSORBANT. Ce terme s'applique plus particulièrement à la faculté qu'ont les corps d'absorber le calorique, par opposition au *pouvoir émissif*. *Voyez* CALORIQUE.

POUVOIR RÉFRINGENT. Faculté qu'ont les fluides de réfracter la lumière. Le pouvoir réfringent est en général en raison directe de la densité. Pour les liquides, l'eau distillée, à 4°, sert d'unité.

PRÉCIPITÉ. (*Præcipitatum.*) Ce nom indique qu'une dissolution, à laquelle on ajoute un réactif, laisse déposer *precipitamment* une substance qui, étant insoluble, trouble la liqueur, jusqu'à ce qu'elle se soit ramassée au fond de celle-ci sous forme de dépôt.

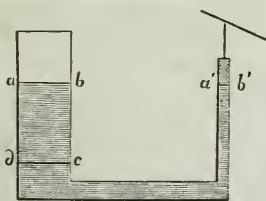
Exemple : De l'acide sulfurique versé dans de l'azotate de baryte trouble sur-le-champ la liqueur, qui devient d'un blanc de lait; en d'autres termes, l'acide sulfurique précipite l'azotate de baryte en blanc. Le composé insoluble qui se produit est du sulfate de baryte. Le précipité est l'effet d'une réaction. Le dépôt diffère du précipité en ce qu'il se forme plus lentement. C'est ainsi qu'une dissolution d'acide tannique se trouble peu à peu au contact de l'air, et laisse déposer, au bout d'un certain temps, de l'acide gallique (*dépôt*).

PRÉCIPITÉ PER SE. (*Præcipitatum per se*).
Voyez MERCURE (Oxyde).

PRESBYTE. Voyez LUNETTES.

PRESSE HYDRAULIQUE. Cette machine est d'un grand usage dans les exploitations industrielles. Elle se compose de deux parties essentielles : 1^o d'une pompe aspirante et foulante qui donne la pression, et 2^o d'un plateau à piston qui reçoit cette pression, et la transmet immédiatement aux corps que l'on veut presser.

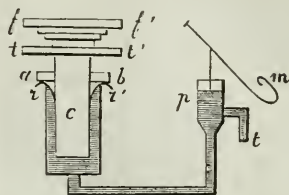
La construction de la presse hydraulique repose sur l'application de quelques principes d'hydrostatique très-simples. Ainsi, on sait que l'on peut faire équilibre à une colonne d'eau d'un diamètre aussi grand que l'on voudra, par une autre colonne d'un diamètre relativement très-petit. Supposons que *ab* et *a'b'* soient les niveaux de l'eau dans les deux



branches du vase communiquant. La pression que supporte une branche de liquide *ed* est égale en dessus et en dessous au poids de la colonne *abed* : si l'on supprime la colonne *abed*, et qu'on la remplace par un cylindre de bois ayant sa base appliquée sur *ed*, on remarquera que cette base supporte toute la pression de haut en bas que supportait *ed*. Afin que la base du cylindre de bois éprouve une forte pression de la part du liquide contenu dans le petit tube, il faut que *ed* dernier soit très-haut. On supplée à cette hauteur en exerçant sur le niveau *a'b'* une forte pression, au moyen d'un piston un par un par un levier. La pression exercée sur *a'b'* se communique, en vertu de la transmission des pressions, à la base du cylindre.

Pour empêcher l'eau de se frayer un passage

entre le cylindre et le tube, on fait glisser à frottement une rondelle *rr'* de cuir très-fort le long du cylindre *c*.



Au moyen d'une manivelle *m*, on fait arriver de l'eau d'un réservoir communiquant avec le petit corps de pompe *t*; cette eau est pressée par l'effort de la manivelle, et par suite soulève le cylindre *c*. Plus la pression est grande, plus la rondelle appuie fortement contre le cylindre; et comme la rondelle est pressée d'un autre côté par le plan fixe *ab*, il s'ensuit que l'eau ne peut en aucune manière s'échapper. Le cylindre est donc obligé de glisser dans sa rondelle, et s'approchera sans cesse du plan fixe *ff*. En plaçant du drap, du papier, etc., entre le plan fixe et la tête *t't'* du cylindre, on pourra ainsi exercer sur ces matières une pression très-forte, et les réduire à un très-petit volume. Plus la base du cylindre est grande relativement au petit tube, plus la pression exercée sur l'eau de ce dernier se répétera de fois sur la base du cylindre. Supposons que cette base ait 100 fois l'étendue de la base du piston *p* qui transmet à l'eau la pression de la manivelle, et qu'un homme y exerce un effort de 25 kilogrammes. Cet effort peut être démultiplié en donnant au grand bras du levier de la manivelle dix fois la longueur du petit. La manivelle communiquera donc au piston une force de pression de 250 kilogrammes, qui, répétée 100 fois sur la base du cylindre, le poussera avec une force égale à 25,000 kilogrammes. La puissance d'une presse hydraulique ordinaire est capable de briser une bûche placée debout entre le plan fixe et la tête du cylindre.

PRESSION. Action d'un corps pesant sur un autre. La pression s'applique tant au corps qui presse qu'à celui qui est pressé; dans ce sens, on dit que la pression est égale à la compression. Tous les corps sont soumis à la pression atmosphérique. Voyez ATMOSPHÈRE.

PRINCIPE. En chimie, on donne plus souvent le nom de principes aux produits organiques. On appelle *principes immédiats* les composés qui existent tout formés dans les végétaux ou les animaux, et qu'on en retire immédiatement à l'aide des précipitants et des dissolvants. L'expression de *principe constituant* est synonyme d'*élément* ou de *corps élémentaire*. Toute la matière, tant animée qu'inanimée, si variée dans sa forme, ne repose, quant à sa

composition, que sur 37 à 60 principes constituant les corps simples, dont voici les noms :

Oxygène.	Mercure.
Hydrogène.	Argent.
Nitrogène.	Cuivre.
Soufre.	Bismuth.
Phosphore.	Étain.
Chlore.	Plomb.
Brôme.	Cadmium.
Iode.	Zinc.
Fluor.	Cobalt.
Carbone.	Nikel.
Bore.	Fer.
Silicium.	Manganèse.
Sélénium.	Urane.
Tellure.	Cerium.
Arsenic.	Didyme. (2)
Chrome.	Lanthane.
Vanadium.	Aluminium.
Molybdène	Zirconium.
Tungstène (Wolfram).	Thorium.
Antimoine (Stibium).	Yttrium.
Tantale.	Glucinium.
Titane.	Magnésium.
Osmium.	Calcium.
Or.	Strontium.
Iridium.	Baryum.
Rhodium.	Lithium.
Platine.	Sodium (Natrium).
Palladium.	Potassium (Kalium).

Le *niobium*, le *protanium*, le *ruthenium* (incertains).

PRINCIPE D'ARCHIMÈDE. Principe d'hydrostatique, qui peut être ainsi énoncé : *Un corps plongé dans un fluide y perd une partie de son poids, égale au poids du fluide qu'il déplace.* (Voyez ARCHIMÈDE). Archimède découvrit ce principe pendant qu'il était plongé dans un bain. Il en fut, dit-on, si joyeux, qu'il sortit aussitôt du bain, et parcourut les rues de Syracuse en s'écriant : *Je l'ai trouvé, je l'ai trouvé!*

PRISME. En dioptrique, on donne ce nom à un solide transparent ayant la figure d'un prisme triangulaire, c'est-à-dire que ses deux extrémités sont deux triangles égaux et parallèles, et les trois autres faces qui en circonscrivent le contour sont des parallélogrammes très-polis. C'est avec ce prisme qu'on a fait les expériences les plus intéressantes sur la composition de la lumière. On appelle *couleur du prisme*, les couleurs du spectre solaire. Voyez LUMIÈRE.

PROGRESSION. On distingue la *progression arithmétique* et la *progression géométrique*. La progression s'appelle *arithmétique*, lorsque chaque terme y surpasse celui qui le précède d'une même quantité. Exemple : 1, 3, 5, 7, 9, 11. Dans cette progression, la somme des termes extrêmes est égale à la somme de deux autres termes quelconques également éloignés des extrêmes. La *progression géométrique* se reconnaît par la division, c'est-à-dire lorsque chacun des termes contient celui qui le précède, ou est contenu en lui le même

nombre de fois. Exemple : 1 : 3 : 9 : 27 : 81

PROPORTION. Egalité de deux ou de plusieurs rapports. Dans la *proportion arithmétique*, on compare les termes des rapports relativement à leur différence que l'on trouve par la soustraction. Dans la *proportion géométrique*, les rapports ont le même quotient que l'on trouve par la division.

PROPORTIONS MULTIPLES. Certains éléments ne se combinent entre eux que dans une seule proportion. Ainsi, par exemple, on ne connaît qu'une seule combinaison du chlore avec le sodium (chlorure de sodium), composé d'un équivalent de chlore et d'un équivalent de sodium (Na Cl). Mais ce même chlore se combine, par exemple, avec le mercure en deux proportions : dans le premier de ces composés il y a un équivalent de chlore combiné avec un équivalent de mercure (Hg Cl), c'est le calomèlas; dans l'autre, il y a le double de chlore (deux équivalents) avec cette même quantité de mercure (un équivalent) (Hg Cl²) ; c'est le sublimé corrosif. C'est ainsi que 14 parties d'azote se combinent avec 8, 16, 24, 32 et 40 parties d'oxygène, pour donner naissance à cinq composés différents. On voit, d'après cela, que les nombres des différentes proportions d'un même élément qui entre dans un composé sont des multiples du nombre qu'on peut regarder comme unité. Les proportions sont ordinairement comme les nombres 1, 1 1/2, 2, 3, etc., ou comme 2, 3, 4, 7. C'est ce qu'on appelle *loi des proportions multiples*.

PROPOLIS. Matière brunâtre, visqueuse, avec laquelle les abeilles bouchent les fentes de leurs ruches, afin de se mettre à l'abri de l'air et de la lumière. C'est un mélange de résine et de cire.

PROPRIÉTÉ. Manière d'être propre à un corps, et qui sert souvent à le différencier des autres corps. On distingue les *propriétés physiques* et les *propriétés chimiques*. Les premières tombent directement sous les sens; telles sont la divisibilité, la porosité, la dureté, l'opacité, la compressibilité, la réfrangibilité, la densité, la solubilité, la fusibilité, etc.; tandis que les propriétés chimiques ne tombent sous les sens qu'après que le corps a subi des changements particuliers dans le groupement et le nombre des molécules élémentaires qui le composent.

PROTÉINE. (De *πρωτος*, premier). M. Mulder a donné ce nom au principe pur privé (de tous les sels alcalins) de la fibrine et de l'albumine. On l'obtient en faisant bouillir dans une lessive de potasse la fibrine, l'albumine, la caséine, extraites des matières animales ou végétales, et en saturant la liqueur par un acide; il se forme un précipité gélatineux, auquel on enlève les sels alcalins par des lavages répétés. La protéine desséchée à l'aspect d'une masse jaunâtre et cassante, insipide et inodore. Elle attire l'humidité, et perd son eau à 100°. Soumise à la chaleur, elle fournit des pro-

duits ammoniacaux, et laisse un charbon poreux très-peu combustible. Elle est insoluble dans les véhicules ordinaires. Elle ne se dissout dans l'eau bouillante qu'en se modifiant. Elle se dissout dans l'acide acétique et dans la plupart des acides minéraux étendus. L'acide chlorhydrique la dissout avec une teinte indigo. Avec l'acide sulfurique concentré, la protéine donne une matière gélatineuse particulière, que M. Mulder appelle *acide sulfoprotéique*. Formule de la protéine : $C^{40} H^{51} N^5 O^{12}$ (Mulder).

PRUSSIATES. Voyez CYANOFERRURES.

PRUSSIQUE (Acide). Voyez CYANHYDRIQUE (Acide).

PSEUDO-ÉRYTHRINE. (*Erythrine* de Kane; *acide lecanorique*). Matière cristalline trouvée par Heeren dans quelques espèces de lichens (*Parmelia roccella*, *Lecanora tinctoria*). Elle fond à 120°, et se transforme, au contact de l'air et de l'ammoniaque, en une matière colorante rouge. Elle se dissout dans l'eau bouillante et dans 3 parties d'alcool de 0,60.

PSEUDO-MORPHINE. Matière cristallisée en feuillets blancs, découverte, en 1852, par Pelletier dans quelques sortes d'opium. Elle est très-peu soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. Pelletier l'avait obtenue en précipitant l'extrait aqueux de l'opium par l'ammoniaque, en reprenant ce précipité par la soude caustique qui dissout la morphine et la pseudo-morphine sans toucher à la narcotine, en sursaturant la solution alcaline par l'acide sulfurique, et en précipitant la morphine par l'ammoniaque. Formule : $C^{27} H^{15} NO$.

PTÉLÉYLE. Radical hypothétique : $C^6 H^4$.

PUISSANCE. Force capable de soutenir ou de vaincre un effort. Voyez LEVIER.

PULVÉRISATION. Action de réduire en poudre un corps dur. C'est l'opération à laquelle on soumet tous les minerais avant de les attaquer par les agents chimiques, afin d'en faire l'analyse.

PURIFICATION. Opération ayant but de séparer d'une substance toutes les matières qui lui sont étrangères. La purification s'effectue en général à l'aide des dissolvants (eau, alcool, éther, huiles) ou à l'aide de la cristallisation. C'est une opération souvent des plus difficiles; quelquefois même elle est impossible, tant le mélange d'un corps avec les matières étrangères est intime. Ainsi, le fer contient toujours des traces de carbone, quels que soient les moyens qu'on ait employés pour l'en purifier.

PURPURAQUE. Produit rouge de sang, découvert par Prout en faisant réagir l'acide nitrique sur l'acide urique. Voyez ALLOXANTINE, MUREXIDE.

PUTRÉFACTION. (*Fermentation putride*). La putréfaction appartient au même ordre de phénomènes que la fermentation; comme pour la fermentation, une température convenable, le contact de l'air (de l'oxygène) et de l'eau sont nécessaires pour que la putréfaction s'établisse.

La plupart des substances végétales et des substances animales sont susceptibles d'éprouver la fermentation putride. Pendant cette action, il se dégage des gaz nombreux, fétides; on remarque particulièrement l'acide carbonique, l'hydrogène sulfuré, l'hydrogène sélénié, l'hydrogène proto-carboné, l'ammoniaque. Tous ces gaz entraînent, en se dégageant, des parcelles de la matière en putréfaction. Après que tous ces gaz se sont dégagés, il reste pour résidu une substance brune, pulvérulente, dont la décomposition en acide carbonique et en eau est très-lente. Cette substance joue un rôle très-important; elle constitue, avec d'autres débris organiques, l'*humus* ou la terre végétale.

Le contact de toute matière azotée, facile à se putréfier, est éminemment propre à hâter le progrès de la putréfaction dans les substances organiques, susceptibles de fermenter ou de se putréfier. C'est pourquoi le ferment, qui est lui-même un corps en putréfaction, peut être remplacé par le sang, la colle de poisson, la chair musculaire, l'urine, le fromage, le blanc d'œufs, etc. Toutes ces substances se composent d'oxygène, d'hydrogène, de carbone, d'azote, et quelquefois de soufre: ce sont, en un mot, des composés très-complexes; et il ne faut rien moins que *la vie*, c'est-à-dire une force dont l'homme ne connaît que les effets, pour maintenir les nombreux éléments de ces composés dans un état préalable d'équilibre et de stabilité. Dès que cette force inconnue vient à cesser, l'équilibre est rompu; les molécules des éléments organiques obéissent *exclusivement* aux forces physiques qui régissent le règne minéral. Aussi, le mouvement qui s'établit alors a-t-il pour résultat de grouper les éléments dont nous venons de parler, de manière à donner naissance à de; composés stables qui résistent aux agents atmosphériques ordinaires, à des composés dans lesquels l'antagonisme d'acide et de base est souvent bien marqué; en un mot, à des composés qui appartiennent à la chimie minérale. Le sang, le blanc d'œuf et la chair musculaire sont devenus acide carbonique, ammoniaque et eau.

Considérée comme un enchaînement de métamorphoses de plusieurs substances, la putréfaction appartient, par ses résultats, aux plus fortes actions désoxydantes.

Lorsqu'on abandonne dans un vase clos une dissolution aqueuse de sulfate de chaux avec une décoction de sciure de bois ou de toute autre matière putrescible, on n'y trouve plus, au bout d'un certain temps, d'acide sulfurique; mais à sa place on trouve de l'acide carbonique et de l'acide sulfhydrique qui se partagent la chaux (Liebig).

Les substances qui s'opposent à la fermentation entravent également la putréfaction. Parmi ces substances, on compte le sel marin, l'alcool, l'oxyde de mercure, le sublimé corrosif, l'acide pyroligneux, l'acide sulfureux,

le bioxyde d'azote, le nitrate d'argent, les huiles essentielles, le sulfate d'alumine, etc. La plupart de ces substances se font remarquer par leur action désoxydante énergique. La méthode de conservation d'Appert repose principalement sur l'éloignement de l'oxygène des substances animales qu'on cherche à conserver.

PYRÈNE. Corps cristallisé en lamelles rhomboïdales microscopiques ; il est insipide, inodore, peu soluble dans l'alcool et l'éther, insoluble dans l'eau, fusible entre 170° et 180°. Il se volatilise sans altération. Par l'action de l'acide nitrique, il donne du *nitrate de chrysénase* (Laurent). Formule : $C^{10} H^{12}$. C'est un produit de distillation sèche de la houille.

PYRHÉLIOMÈTRE. (De $\pi\upsilon\rho$, feu, $\eta\lambda\iota\omicron\varsigma$, soleil, et $\mu\acute{\epsilon}\tau\rho\nu$, mesure.) On distingue le *pyrhéliomètre direct* et le *pyrhéliomètre à lentille*. C'est au moyen de ces instruments que M. Pouillet a essayé de déterminer la quantité de chaleur solaire. Cet habile physicien est ainsi parvenu à constater que l'atmosphère, quelque pure qu'elle paraisse, absorbe près de la moitié de la quantité totale de la chaleur que le soleil émet vers la terre, et que c'est l'autre moitié seulement de cette chaleur qui vient tomber sur la surface du sol, et qui s'y trouve diversement répartie, suivant qu'elle a traversé l'atmosphère avec des obliquités plus ou moins grandes.

PYRITE. Sulfure naturel de cuivre et de fer. Ce minéral est souvent exploité pour l'extraction de ces métaux.

PYROCITRIQUE. *Υογες* ITACONIQUE (Acide).

PYROGALLIQUE (Acide). Produit de l'action de la chaleur sur l'acide gallique. Il se présente sous forme de lamelles ou d'aiguilles blanches, fusibles à 113°, bouillant à 210°, et sublimables sans altération. Chauffé brusquement au delà de 230°, l'acide pyrogallique perd 1 éq. d'eau en se transformant en *acide metagallique*. Formule : $C^2 H O$. Il forme avec les bases des *pyrogallates*. Le *pyrogallate de plomb* a été examiné par Berzelius et Pelouze.

PYROGÉNÉS (Acides). Produits acides qui prennent naissance pendant la distillation sèche de certains acides d'ordinaire organiques.

PYROL. Alcaloïde qui, suivant Runge, accompagne le *Kyanol* et le *Leukol* dans le goudron de houille. Peu connu.

PYROMÉCONIQUE (Acide). Produit cristallin obtenu par la distillation sèche de l'acide méconique. Il se présente sous forme de tablettes à quatre pans, incolores et très-brillantes. Sa saveur est styptique. Il fond entre 120 et 125°, et se volatilise sans résidu. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. L'acide pyroméconique a été découvert par

Sertuerner, et pour la première fois bien examiné par Robiquet. Formule : $C^{10} H^{13} O^5$, HO.

PYROMÈTRE. (De $\pi\upsilon\rho$, feu, et $\mu\acute{\epsilon}\tau\rho\nu$, mesure). Instrument destiné à évaluer des degrés de température qui dépassent de beaucoup l'échelle thermométrique ordinaire. On cite parmi ces instruments, en général très-défectueux, celui de Wedgwood. Il repose sur la propriété qu'a l'argile de se contracter par l'action de la chaleur. Ce pyromètre se compose de deux règles de cuivre légèrement convergentes, divisées en 210 degrés ; on fait glisser entre ces deux règles un petit cylindre d'argile qui s'avance d'autant plus que sa contraction a été plus forte par la chaleur à laquelle il a été soumis. Le 0° de ce pyromètre correspond à 598 degrés du thermomètre centigrade, et chacun de ces degrés en représente 72 du même thermomètre.

PYROMUCIQUE (Acide). Produit de la distillation sèche de l'acide mucique. Il se présente sous forme de lamelles brillantes, fusibles à 150°, et sublimables sans résidu. Il se dissout dans 26 p. d'eau froide et dans 4 p. d'eau bouillante. Il ressemble, par son aspect, à l'acide benzoïque. Formule : $C^{12} H^{13} O^5 + HO$.

PYROPHORE. On appelle ainsi tout corps qui s'embrase de lui-même au contact de l'air : ainsi l'oxyde de fer réduit par un courant d'hydrogène, et à l'état sec, s'enflamme spontanément lorsqu'on le répand dans l'air.

PYROPHOSPHATES. Ces sels sont généralement solubles dans l'eau. On ne connaît guère que les pyrophosphates alcalins. Ils précipitent le nitrate d'argent en blanc. Le pyrophosphate d'argent qui se produit ainsi renferme 2 équiv. de base.

Un équivalent d'acide pyrophosphorique se trouve combiné avec 2 équiv. de base. Formule : $2 MO Ph O^5$.

PYROPHOSPHORIQUE (Acide). Cet acide ne donne point de précipité avec l'eau de baryte. Il ne précipite pas l'albumine. Il précipite le nitrate d'argent en blanc. Dissous dans l'eau, il se transforme peu à peu en acide phosphorique ordinaire.

On obtient l'acide pyrophosphorique pendant la calcination du phosphate neutre de soude. Composition : $Ph O^5$, 2 HO.

PYROTARTRIQUE (Acide). Synonyme : *Acide pyrotartrénique*. Produit de la distillation sèche de l'acide tartrique. Il est liquide, légèrement coloré, d'une saveur franchement acide, suivie d'un arrière-goût amer. Il est miscible en toutes proportions à l'eau, à l'alcool et à l'éther. Formule de l'acide pyrotartrique hydraté : $C^6 H^3 O^5$, HO. Dans les *pyrotartrates*, l'équivalent d'eau est remplacé par 1 éq. d'oxyde métallique. Le *pyrotartrate de plomb* renferme 1 éq. d'eau ; le *pyrotartrate d'argent* est anhydre.

Q

QUADRATURE. Réduction géométrique d'une figure curviligne à un carré qui lui soit

exactement égal. Cette réduction est souvent impossible, ou ne donne que des résultats ap-

proximatifs, comme cela arrive pour la réduction de l'aire d'un cercle à un carré (*quadrature du cercle*).

QUADRILATÈRE. Espace circonscrit par quatre lignes droites. Suivant le rapport et la situation de ces lignes, le quadrilatère est appelé *carré, rectangle, parallélogramme, rhombe, rhomboïde et trapèze*.

QUALITÉ. Voyez PROPRIÉTÉ.

QUANTITÉ. On donne ce nom à tout ce qui est susceptible d'augmentation et de diminution, en nombre, en mesure ou en poids. Les corps n'agissent pas toujours les uns sur les autres en raison de la quantité de leurs masses. Il suffit souvent d'une très-petite quantité de matière pour produire des effets et des changements très-considérables. Ainsi, quelques grains de diastase peuvent transformer plusieurs livres d'empois en sucre de raisin. Une petite quantité de ce ferment change une masse de sucre en alcool, et celui-ci en vinaigre. Une gouttelette de sang putréfié introduite sous l'épiderme peut occasionner tous les symptômes d'une fièvre putride, et amener la mort. C'est cet ordre de phénomènes que M. Millon appelle *action de petites quantités*. Cet habile chimiste a cherché, dans plusieurs travaux, à saisir les actions de cette nature, à en distinguer toutes les phases, convaincu qu'on pouvait toujours les rattacher, par une analyse suffisante du phénomène, aux règles les plus simples de l'affinité. Ainsi, la conversion du chlorure de potasse en iodate par l'iode qui déplace le chlore, non plus à l'aide de la voie sèche, comme l'a fait M. Wochler, mais en présence même de l'eau et à la faveur de quelques gouttes d'un acide énergique; la production de l'éther nitrique, en prévenant, par un peu d'urée, la formation de l'acide nitreux; l'influence de ce dernier acide sur l'oxydation des métaux par l'acide nitrique; l'action oxydante de l'acide iodique suspendue par quelques gouttes d'acide prussique; ce sont là autant d'exemples qui prouvent l'influence des petites quantités. Malgré la marche assez singulière de ces réactions, elles s'expliquent, elles s'enchaînent, et se rattachent aux opérations normales de l'affinité. Un fait d'un ordre entièrement nouveau, montre que les petites quantités exercent leur influence dans les directions les plus variées. M. Millon a reconnu qu'il existe bien certainement deux oxydes de mercure de même composition, mais de propriétés distinctes. Ces deux oxydes, l'un rouge, l'autre jaune, donnent naissance à deux séries très-étendues d'oxydochlorures isomères entre eux, et l'on s'en dégage facilement l'un ou l'autre oxyde. Dans l'une de ces deux séries, on peut, à volonté, produire un oxydochlorure noir qui correspond à l'oxyde rouge, ou bien un oxydochlorure rouge de même composition, qui correspond à l'oxyde jaune. Ces deux oxydochlorures, très-différents, s'obtiennent avec les mêmes réactifs employés dans la même pro-

portion. Le mélange simple des réactifs produit constamment l'oxydochlorure rouge; mais ajoute-t-on une petite quantité d'oxydochlorure noir au mélange qui doit réagir, c'est l'oxydochlorure noir qui se forme à la place du rouge.

Cette marche particulière des phénomènes chimiques est tout à fait digne de fixer l'attention. Il faut considérer que les réactions ne s'exécutent pas seulement entre des masses équivalentes, mais qu'elles subissent encore la loi des petites quantités. Une petite quantité pousse à l'action des masses énormes, ou bien les condamne à l'inertie. Il faut donc s'attacher à découvrir par quelle liaison chimique on prévient le développement énergétique d'affinités secondaires, dès qu'on s'oppose à la réaction initiale. Il faut suivre pas à pas une action petite, mais répétée, qui transforme souvent, avec le temps, une masse infinie. En se familiarisant d'abord avec ces réactions, dans des circonstances simples, où les termes, peu nombreux et bien définis, permettent d'attribuer à chaque réactif la part qui lui revient, on arrivera sans doute à découvrir, pour les métamorphoses les plus obscures, l'enchaînement des phénomènes organiques. (Millon).

QUARTE. L'un des intervalles de la musique. Deux sons simultanés constituent une quarte, lorsqu'ils sont séparés l'un de l'autre par un intervalle de quatre demi tons; en d'autres termes, deux cordes donnent la quarte lorsque les nombres de leurs vibrations sont, pour le même espace de temps, dans le rapport simple de 4 à 5.

QUARTZ. Roche dont la majeure partie se compose de silice. Le quartz est demi-transparent, et très-réfractaire au feu. Sa dureté est très-grande. Il entre, comme partie essentielle, dans la composition du granit.

QUASSINE. Matière blanche, cristalline, très-amère, extraite par Winckler du bois de Surinam (*Quassia amara*). Elle est fusible comme une résine, et perd 1,76 pour cent d'eau hygroscopique. La quassine est très-soluble dans l'alcool absolu; elle se dissout aussi dans l'éther, mais beaucoup moins dans l'eau. Formule: $C^{20} H^{12} O^6$.

QUERCINE. Matière cristalline qui, selon M. Gerber, se trouve dans l'écorce du *Quercus robur*. Elle est amère, soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans l'éther, et ressemble beaucoup à la salicine. Composition non déterminée.

QUERCITRIN. (Synonymes: *Jaune du quercitron*; *Acide quercitrique*. Principe colorant jaune, extrait par M. Chevreul de l'écorce du *Quercus tinctoria*. Il est pulvérulent, inodore, soluble dans 400 parties d'eau bouillante et dans 4 ou 5 parties d'alcool absolu. On l'obtient en épuisant l'écorce par de l'alcool de 0,81, dans un appareil de déplacement, en précipitant le tannin par de la chaux et évaporant le liquide filtré. La dissolution du

quercitrin à une légère réaction acide; sa solution alcoolique, précipitée par de l'acétate de plomb, donne un produit qui, suivant M. Bolley, a pour formule: $C^{16} H^{25} O_9 + PbO$.

QUERCITRIQUE (Acide). Voyez QUERCITRINE.

QUININE. Cet alcaloïde a été découvert en 1820 par Pelletier et Caventou. La quinine présente ordinairement l'aspect d'une masse poreuse d'un blanc sale. D'après Pelletier, elle cristallise, sous forme d'aiguilles soyeuses, dans une solution d'alcool presque absolu. Séchée à l'air, elle perd, à 120° , 14,2 pour cent d'eau. Par la distillation sèche, elle donne de l'ammoniaque.

La quinine est très-soluble dans l'alcool bouillant; la dissolution a une réaction alcaline bien marquée. Elle est peu soluble dans l'eau; à la température ordinaire, elle exige environ 400 parties d'eau pour se dissoudre. La solution est précipitée en blanc par le nitrate de peroxyde de mercure et par le nitrate d'argent; le caméléon minéral violet lui communique une belle teinte verte. La quinine se dissout à froid dans l'acide nitrique et l'acide sulfurique sans coloration; à chaud, l'acide sulfurique la colore d'abord en rouge, puis en noir. La potasse concentrée la transforme en *quinoléine* (Gerhardt).

La quinine existe dans les quinquinas en combinaison avec l'acide quinique et une matière colorante. On l'obtient par différents procédés. Voici celui indiqué par M. Liebig :

On fait digérer, à une température de 60 à 70° R., de la poudre de quinquina avec 4 ou 3 fois son poids d'eau, aiguisée par 1/30 d'acide chlorhydrique ou sulfurique, et cela pendant 24 à 48 heures, en agitant souvent le mélange. Puis on l'exprime fortement, et on traite le résidu une seconde fois par l'eau acidulée. On concentre les extraits, on en sépare à l'aide du filtre les flocons qui s'y sont déposés, et on ajoute un liquide filtré du carbonate de soude en poudre, tant que le mélange se trouble. Le précipité ayant été convenablement lavé, on le sèche, et, l'ayant pulvérisé, on le traite, à la température ordinaire, par 3 ou 6 fois son poids d'alcool de 80 ou 90 centièmes. Si la solution alcoolique est colorée, on la traite par du charbon animal; puis on en chasse, par la distillation, le quart de l'alcool, et on laisse refroidir. S'il cristallise un peu de cinchonine, on en décante la partie liquide. Ensuite on y ajoute de l'eau, et on chasse tout l'alcool par la distillation. La quinine reste alors dans le résidu à l'état hydraté, jaune et résinoïde. Formule: $C^{20} H^{12} NO_2$.

La quinine forme des sels neutres et acides, pour la plupart cristallisables.

Sulfate basique de quinine. Il se compose de 2 équivalents de quinine, de 1 équiv. d'acide sulfurique, et de 8 éq. d'eau. On l'obtient dans la préparation de la quinine. Si l'on emploie trop d'acide sulfurique, on obtient

un sulfate neutre très-soluble; il cristallise ou en aiguilles blanches, flexibles, soyeuses, ou en lamelles délicates. Il est fusible, et s'effleurit à l'air en perdant 10,73 pour cent d'eau.

Le *sulfate neutre* s'obtient en traitant le sel précédent par un excès d'acide. Il est plus soluble dans l'eau que le précédent; il cristallise sous forme de petits prismes rectangulaires. Il est très-souvent employé dans le traitement des fièvres intermittentes.

Chlorhydrate basique de quinine: $2Q + Cl H + 5HO$. On l'obtient directement en saturant la quinine par l'acide chlorhydrique. Il cristallise en aiguilles blanches et nacrées. Il est peu soluble dans l'eau.

Le *chlorhydrate neutre* s'obtient en saturant la quinine par du gaz acide chlorhydrique sec.

l'acétate de quinine cristallise en aiguilles soyeuses, peu solubles dans l'eau, froide et très-solubles dans l'eau bouillante.

QUINIQUE (Acide). Acide cristallisant en prismes à base rhombe, transparents, et semblables aux cristaux d'acide tartarique. Il est soluble dans l'alcool et dans l'eau bouillante. L'acide quinique existe naturellement dans le quinquina, où il se trouve combiné avec la quinine. Il a été découvert en 1790 par Hoffmann. Pour l'obtenir, on chauffe doucement un mélange de 7 parties de quinate de chaux, de 1 p. d'acide sulfurique et de 10 p. d'eau. Le liquide qui surnage le sulfate est décanté, évaporé jusqu'à consistance de sirop, et abandonné au repos; l'acide cristallise. Formule de l'acide cristallisé: $C^7 H^6 O^6$.

La constitution des sels (*quinates*) que cet acide forme avec les bases offre quelque intérêt sous le point de vue théorique. Ces sels ont été particulièrement examinés par M. Wokresensky. Tous les quinquins, sauf le quinate à deux équivalents d'oxyde plombique, sont solubles dans l'eau; leur solution aqueuse est précipitée par l'alcool. Par la calcination, ils laissent un charbon volumineux, et donnent des produits de distillation particuliers.

QUINOÏDINE. Matière brune, résinoïde, qui, selon Sertuerner, se rencontre dans les quinquinas jaunes et rouges. Elle est inodore, amère, très-soluble dans l'alcool, peu soluble dans l'eau et l'éther. Elle neutralise les acides et forme des composés salins, visqueux, amers et incristallisables. Sa capacité de saturation est, suivant M. Koch, supérieure à celle de la quinine. Il est probable que toutes ces observations ont été faites sur un produit impur.

QUINOÏLE. Produit de sublimation jaune doré, qu'on obtient par la calcination d'un quinate à une douce chaleur, ou plutôt par la distillation d'un mélange formé de 1 partie d'acide quinique cristallisé, de 4 parties de peroxyde de manganèse, et de 1 partie d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau. Peu soluble dans l'eau froide, le quinoïle se dissout facilement dans l'alcool et l'éther. Il fond à

100°, et se volatilise sans décomposition. Il est altéré par les alcalis, en brunissant et en donnant naissance à des produits particuliers. Il se combine avec le chlore gazeux, et donne un composé cristallin jaune pâle, qui prend une couleur émeraude au contact du gaz ammoniac.

QUINOLÉINE. Produit de décomposition de la quinine ou de la cinchonine par la potasse. Il a été découvert par M. Gerhardt. Voici la description que M. Gerhardt donne lui-même du mode de préparation et des propriétés de la quinoléine :

« On l'obtient en chauffant la quinine dans une cornue, avec 1 partie de nitrate de potasse et un peu d'eau; la quinine se colore bientôt, fond, et il passe avec les vapeurs d'eau des gouttelettes oléagineuses, incolores ou légèrement jaunâtres, qui rendent l'eau laiteuse. Il faut remplacer de temps en temps l'eau qui se vaporise, et alors le produit n'est presque pas coloré; si l'on néglige cette précaution, la masse noircit beaucoup dans la cornue, se boursoufle considérablement, et détermine le plus souvent des projections, de manière que le produit huileux devient brun. Il se dégage dans cette réaction de l'hydrogène; et si l'on a soin de ne pas laisser la potasse entrer en fusion, on n'y observe aucun dégagement d'ammoniac. Lorsque le produit est brun, on le rectifie en le distillant brusquement avec de l'eau. Cependant, si l'on veut préparer des sels et notamment le chloroplatinate, cette précaution est inutile: on n'a qu'à abandonner le liquide aqueux à lui-même pendant 24 heures, afin que l'ammoniac qu'elle renferme puisse se volatiliser.

« La quinoléine est huileuse et grasse à la température ordinaire; elle est plus pesante que l'eau, et se dissout mieux dans l'alcool et dans l'éther. Sa saveur est fort âcre et amère, son odeur est forte, et rappelle celle de la fève de Saint-Ignace. Elle a une forte réaction alcaline, précipite certaines solutions métalliques, et neutralise très-bien les acides; au moment de les saturer, son odeur change d'une manière fort caractéristique, et ressemble alors à celle du jus d'herbes fraîches; toutefois les sels secs n'ont point d'odeur.

« Seul, cet alcaloïde ne distille pas sans altération, surtout lorsqu'il n'est pas bien pur; il en passe néanmoins une certaine portion sans être décomposée, mais le résidu dans la cornue noircit de plus en plus, et l'on en perd beaucoup si l'on continue de le distiller sans eau. La transformation de la quinine en quinoléine s'effectue aux dépens d'une partie du charbon de la première, charbon qui se sépare, en même temps qu'une proportion équivalente d'oxygène, à l'état d'acide carbonique qui se fixe sur la potasse. Dans cette réaction, la quinine dégage aussi une partie de son hydrogène. »

QUINON. M. Woskresensky avait, le premier, obtenu le quinon en soumettant à la distillation un mélange d'acide quinique,

d'oxyde de manganèse et d'acide sulfurique. Il avait donné à ce corps la formule $C^{12} H^4 O$. M. Woehler trouva que, dans cette formule, la quantité de carbone est trop petite, et proposa la formule $C^{25} H^6 O^8$.

En faisant arriver dans une dissolution de quinon un courant de gaz tellurhydrique ou d'acide iodhydrique, M. Woehler a obtenu un corps particulier, auquel il donne le nom d'*hydroquinon incolore*. Ce corps s'obtient également par la distillation sèche de l'acide quinique, mais mélangé d'acide benzoïque, d'acide carbonique, d'acide salicyleux, de benzol, et d'une matière grasse. Le moyen moyen de l'obtenir consiste à diriger un courant de gaz sulfureux dans une solution de quinon sursaturée à chaud. Par une évaporation douce de la liqueur, l'hydroquinon se sépare sous forme de beaux cristaux prismatiques, incolores. Ce produit, inodore, donc d'une saveur douceâtre, est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, plus à chaud qu'à froid. Il peut être sublimé en paillettes brillantes, comme l'acide benzoïque. Chauffé au-dessous de son point de sublimation, il se décompose en partie en quinon et en *hydroquinon vert*. L'hydroquinon incolore, représenté par $C^{12} H^{12} O^6$, peut être considéré comme du quinon + 4 équivalents d'hydrogène. L'*hydroquinon vert* se forme lorsqu'on enlève de l'hydrogène à l'hydroquinon incolore, ou lorsqu'on ajoute de l'hydrogène au quinon. Le mode de formation le plus remarquable de l'hydroquinon vert s'effectue par l'action réciproque du quinon sur l'hydroquinon incolore. Lorsqu'on mélange les dissolutions de ces corps, il se forme instantanément de beaux cristaux d'hydroquinon vert. Ce produit est un des plus beaux de la chimie organique. Les longues lamelles cristallines de l'hydroquinon vert ne peuvent être comparées qu'à un reflet miroitant des élytres vertes de certains coléoptères, ou aux plumes du colibri. L'hydroquinon vert est très-soluble dans l'eau à froid; il se dissout en grande quantité dans l'eau chaude, qu'il colore en rouge foncé. Il se décompose complètement par l'ébullition en quinon, en hydroquinon incolore, et en d'autres produits secondaires. Les solutions alcooliques et étherées sont colorées en jaune; par l'évaporation de la liqueur, l'hydroquinon se sépare avec sa couleur verte métallique qui le caractérise. La solution ammoniacale est d'un vert foncé, qui passe rapidement au rouge foncé au contact de l'air. Par l'évaporation, on obtient un résidu brun, amorphe. L'acide sulfureux dissout facilement l'hydroquinon vert, en le transformant en hydroquinon incolore.

L'hydroquinon vert est représenté par la formule $C^{25} H^{10} O^8$; c'est le quinon + 2 équivalents d'hydrogène. On peut aussi le considérer comme une combinaison de quinon avec l'hydroquinon incolore :



En traitant le quinon par l'acide chlorhydrique

que, et en évaporant la liqueur à une douce chaleur, il se produit une matière incolore, cristalline : c'est le *chlorure d'hydroquinon*. Il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. Le chlorure de fer le colore en rouge, et l'ammoniaque caustique en bleu foncé, qui passe rapidement au vert, au jaune, et enfin au rouge brun.

Sa formule est :

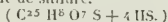


M. Woehler n'a pas pu obtenir une combinaison analogue avec l'iode.

En faisant arriver un courant d'hydrogène sulfuré dans une solution aqueuse et saturée de quinquina, il se forme un précipité brun, floconneux, qui doit être promptement séparé, lavé et desséché. Ce produit, brun, pulvérulent, amorphe, soluble dans l'alcool, qu'il colore en jaune rougeâtre. a pour composition $C^{25} H^{11} O^7 S^4$; c'est le *sulfure brun d'hydroquinon*.

On explique facilement sa formation, en admettant que 4 équivalents d'hydrogène sulfuré s'unissent à un équivalent de quinquina, avec élimination d'un équivalent d'eau.

Le *sulfure jaune d'hydroquinon* se produit lorsqu'on fait agir le gaz sulfuré sur le sulfure brun en suspension dans l'eau, chauffé à 60 degrés; c'est une matière pulvérulente, jaune, amorphe, fusible à 100 degrés. Sa solution aqueuse, mélangée avec une solution de quinquina, donne naissance au sulfure brun d'hydroquinon. Sa composition est : $C^{25} H^{12} O^7 S^4$. Ce sulfure peut donc être considéré comme une combinaison de 4 équivalents d'hydrogène sulfuré avec le quinquina, dans lequel 1 équivalent d'oxygène est remplacé par 1 équivalent de sulfure.



En faisant arriver un courant de chlore dans une solution de sulfure jaune d'hydroquinon, il se produit, en arrêtant l'opération à temps, un précipité brun, floconneux, soluble dans l'alcool, et in cristallisable; c'est le *chlorure brun de sulfoquinon*. En continuant à faire arriver le chlore en excès, le chlorure brun se change en *chlorure orange*.

En réunissant tous les composés si remarquables que l'habile chimiste de Goettingue a obtenus avec le quinquina, on a :

$C^{25} H^8 O^8$, quinquina.

$C^{25} H^{10} O^8$, hydroquinon vert.

$C^{25} H^{11} O^8$, hydroquinon incolore.

$C^{25} H^{10} O^8 Cl^2$, chlorure d'hydroquinon.

$C^{25} H^2 O^8 Cl^6$, chlorure de quinquina.

$C^{25} H^{11} O^7 S^4$, sulfure brun d'hydroquinon.

$C^{25} H^{12} O^7 S^4$, sulfure jaune d'hydroquinon.

$C^{25} H^8 O^8 S^4 Cl$, chlorure brun de sulfoquinon.

$C^{25} H^6 O^8 S^4 Cl$, chlorure orange de sulfoquinon.

M. Woehler pense que le quinquina et les deux hydroquinons sont les oxydes de trois radicaux différents : quinquina, $C^{25} H^8 + O^8$; hydroquinon vert, $C^{25} H^{10} + eO$; hydroquinon incolore, $C^{25} H^{11} + eO$.

M. Fritzsche a fait remarquer, le premier (Académie des sciences de Saint-Petersbourg, année 1844), que le chlorure de quinquina $C^{25} H^2 Cl^6 O^8$ était dans un rapport de constitution très-simple avec le chloranil $C^{24} Cl^8 O^8$; les 2 équivalents d'hydrogène du chlorure de quinquina se trouveraient remplacés par 2 équivalents de chlore. Toute la série du quinquina se rattacherait ainsi à la série de la benzine. Ces rapports supposent, pour le quinquina et ses dérivés, une formule différente de celle qui a été adoptée par M. Woehler.

M. Woehler représente le quinquina par $C^{25} H^8 O^8$, tandis que M. Fritzsche admet, avec M. Wuskresenski, la formule $C^{24} H^8 O^8$.

QUINQUINA. Écorce de plusieurs espèces d'arbres appartenant à la famille des Rubiacées. On en distingue en général trois espèces : le quinquina *jaune*, le quinquina *rouge*, et le quinquina *gris*. Ces écorces sont, depuis près de deux siècles, réputées très-efficaces dans le traitement des fièvres intermittentes. Leur propriété fébrifuge appartient plus particulièrement à un alcaloïde, la *quinine*, qui se rencontre en plus grande quantité dans le quinquina *jaune*. Le quinquina *gris* est plus riche en *cinchonine*. Indépendamment de ces deux alcaloïdes, on a découvert dans diverses espèces de quinquina l'*aricine*, la *quinoïdine*, et tout récemment la *cinchovatine* (découverte par M. Manzini).

QUINTE. L'un des intervalles de la musique. C'est la seconde des consonnances parfaites, l'octave étant la première. Deux cordes donnent la quinte, lorsque les nombres de leurs vibrations, sont, pour le même espace de temps, dans le rapport de 5 à 2.

QUINTESSENCE. (*De quinta essentia*, cinquième essence, c'est-à-dire cinquième élément.) Les alchimistes donnaient ce nom à toutes les substances qui, suivant eux, jouaient un rôle important dans la transmutation des métaux. Rupe-scissa, que les adeptes vénéraient comme un de leurs grands maîtres, se vantait de posséder une quintessence dont une partie pouvait changer cent parties de mercure en argent ou en or. Il en donne, à sa manière, la description.

« Prenez, dit-il, parties égales de salpêtre, de vitriol romain, et une matière de vil prix qui se trouve partout (l'auteur ne l'indique pas; mais on verra, d'après ce qui va suivre, que c'était du sel commun). Ajoutez-y une partie de mercure, et soumettez le tout à la sublimation. Vous obtiendrez ainsi le mercure sublimé, pur de sa noirceur terrestre, et blanc comme de la neige. » — C'était là du calomélas (protochlorure de mercure).

« Préparez ensuite, continue l'auteur, de l'eau forte avec du salpêtre et du vitriol romain; dissolvez le mercure blanc, et chauffez le tout dans un appareil distillatoire; vous verrez l'âme ou l'esprit blanc du mercure s'élever, et s'attacher aux parois et au sommet du vase. »

R

RACÉMIQUE (Acide). Voyez PARATAR-
TRIQUE (Acide).

RADIATIONS. Émission d'un fluide impor-
dérable, sous forme de rayons. M. Melloni a
publié, en 1812, un mémoire fort remarquable
*Sur l'identité des diverses radiations lumi-
neuses, calorifiques et chimiques*, dont voici
les conclusions : La lumière, la chaleur et les
réactions chimiques sont trois manifestations
des ondulations étherées qui constituent le
rayonnement solaire. Les ondulations obscures,
douées de l'action chimique ou calorifi-
que, sont parfaitement semblables aux ondu-
lations lumineuses : elles en diffèrent seulement
par la longueur. Les ondulations de l'éther
cessent d'être visibles lorsque leurs pulsations
sont trop rapides ou trop lentes pour faire
naître, en vertu d'un principe totalement
analogue à la résonance, les vibrations de
la rétine ; elles produisent, au contraire, un
maximum de sensation lumineuse, lorsqu'el-
les se trouvent dans le plus grand accord
possible avec l'élasticité des molécules ner-
veuses qui constituent cette membrane de
l'œil.

Il résulte de là que l'action chimique et la
lumière dépendent plutôt de la quantité des on-
dulations que de leur force d'impulsion ou de
leur quantité de mouvement. On conçoit alors
parfaitement pourquoi la zone la plus éclai-
rante, et celle qui produit le plus grand effet
chimique, ne se rencontrent pas dans le spectre
avec la zone de la température la plus élevée.
On conçoit aussi pourquoi les actions produi-
tes par les différentes radiations prismatiques,
sur les papiers sensitifs et sur la vue de quel-
ques individus, changent avec les matières
photogéniques et l'élasticité de la rétine chez
l'observateur.

RADICAL. Les chimistes les plus distingués
de notre époque, ceux auxquels la science
doit des progrès réels, semblent avoir pris
pour base de la chimie organique le système
des formules rationnelles ; et les formules ra-
tionnelles ont conduit à la doctrine des *radi-
caux composés*.

« La chimie organique, dit M. Liebig, est
la chimie des *radicaux composés*. — Toutes
les combinaisons organiques peuvent se classer
en certains groupes, dont le point de départ
est un radical ; chaque individu de ces groupes
est le résultat de la combinaison du radical
dont il dérive avec des corps simples, ou bien
il est formé par la réunion de ces nouveaux
composés avec d'autres combinaisons. »

Voici les radicaux admis par M. Liebig, et
autour desquels viennent, suivant ce célèbre
chimiste, se grouper tous les corps de la chi-
mie organique :

Amide.	Oxyde de carbone.	Cyanogène.
Benzole.	Cinnamyle.	Salicyle.

Éthyle.
Formyle
Glycérile

Acétyle.
Cétyle.

Méthyle.
Amyle.

Il est à remarquer que tous ces radicaux
sont hypothétiques, à l'exception de deux,
l'oxyde de carbone et le cyanogène. Tant que
l'expérience n'aura pas prononcé, chacun a
le droit de rejeter les hypothèses ou de les
adopter, au gré de sa volonté.

RAPPORT (*raison*). On appelle ainsi le
résultat de la comparaison de deux quantités.
Dans le rapport géométrique, on demande
combien de fois la petite quantité est contenue
dans la grande. Le rapport arithmétique a
pour but de constater de combien une quan-
tité surpasse l'autre. Par exemple, le rapport
arithmétique de 3 à 5 est 2. On appelle *raison
directe* le rapport de deux choses qui aug-
mentent ou diminuent toutes deux dans le
même sens et dans la même proportion. La
raison inverse est le rapport de deux choses,
dont l'une diminue autant que l'autre aug-
mente. Ainsi on dit : L'attraction est en rai-
son directe des masses, et en raison inverse du
carré de la distance.

RAREFACTION. Action par laquelle un
corps augmente de volume, sans augmentation
de matière. Cette action est produite soit par la
chaleur, soit par la diminution de la pression.
Ce qu'on appelle le vile de la machine pneu-
matique n'est que de l'air extrêmement raréfié.

RAYONS. En physique, on donne ce nom au
mode d'existence et de propagation du calor-
ique et de la lumière. Quelques physiciens,
et particulièrement M. Melloni, considèrent
les rayons calorifiques et les rayons lumineux
comme identiques. M. Moser combat cette
identité par les faits et les considérations sui-
vantes (*Annalen v. Poggendorff*, année 1815) :
« C'est une propriété bien connue de la cha-
leur de se répandre dans toutes les directions,
au dehors comme à l'intérieur de la substance
dans laquelle elle a été excitée. Rien de sem-
blable ne se manifeste pour la lumière : le con-
traire est même prouvé par les contours si
nets, si tranchés des images daguerriennes.
Si l'on considère la répartition de la lumière
et de la chaleur dans le spectre solaire, il ne
faudra pas moins renoncer à l'idée d'identité ;
car les rayons lumineux partis de cette por-
tion du spectre où la chaleur est la plus grande,
c'est-à-dire du voisinage du rouge, sont préci-
sément ceux qui agissent le moins sur l'io-
dure d'argent, vraisemblablement sur le plus
grand nombre des corps.

« Une petite chambre obscure, munie d'une
lentille de 13 millim. seulement d'ouverture,
fut dirigée vers la lune, et l'on plaça au foyer
une plaque iodée, rendue plus impressionna-
ble par le chlorure d'iode. Après le passage de
l'astre, la plaque fut exposée, comme d'ordi-
naire, à l'action des vapeurs de mercure, qui

fèrent apparaître une bonne image de la course de la lune. L'expérience a été répétée en divers temps, lorsque la lune était pleine, croissante ou décroissante; le succès a toujours été le même. Et cependant on ne peut pas même songer cette fois à la chaleur comme cause de l'effet produit. L'action de la lumière sur tous les corps offre une particularité qui n'a point d'analogie dans l'action de la chaleur. Celle-ci agit toujours de la même manière; son action se continue, elle ne fait que rendre plus intense l'effet qu'elle avait d'abord produit; elle a commencé par dilater, elle ira dilatant toujours. La lumière, au contraire, n'agit pas d'une manière uniforme; son action parcourt certaines phases, qu'il est surtout facile d'étudier sur l'iode d'argent. Dans la chambre obscure, l'iode reçoit d'abord une image négative, comme on le sait depuis longtemps; sous l'influence continuée de la lumière, cette image fait place à une image positive.

« Le fait remarquable observé par M. Raeh est une conséquence nécessaire de cette action non interrompue de la lumière: une gravure qui, pendant quatorze ans, avait été recouverte par une glace, mais sans être renuée, avait produit sur la glace une image d'une teinte blanchâtre. On a vu de semblables images fort distinctes se former souvent sur la face intérieure des boîtes de montre, sans le concours de la vapeur ou de tout autre secours étranger. L'action des rayons invisibles fait apparaître après quelques jours ces mêmes images sur beaucoup de métaux, l'argent, le cuivre, le laiton, le zinc ou l'or, sur le verre et la porcelaine. Les rayons de lumière ordinaire produisent le même effet, mais seulement quand ils sont très-intenses.

« La présence de ces images sur des corps si peu susceptibles d'éprouver des modifications chimiques prouve assez par elle-même que l'action de la lumière est d'une nature toute particulière, et qu'on ne peut l'assimiler à l'action de la chaleur. »

RÉACTIF. On appelle ainsi tout corps destiné à faire reconnaître la présence ou la pureté d'un autre corps. Avant d'employer un réactif, il importe d'abord de s'assurer de sa pureté, pour avoir des résultats exacts. Un réactif produit en général un précipité (composé insoluble) dans une liqueur contenant en dissolution un sel, un acide ou une base. Ainsi, l'acide sulfurique est le meilleur réactif des sels de baryte, avec lesquels il produit des précipités blancs (sulfate de baryte) tout à fait insolubles. L'oxalate d'ammoniaque est le meilleur réactif des sels de chaux. La sensibilité des réactifs est très-variable. M. Harting a entrepris sur les limites de cette sensibilité une série d'expériences dont voici les résultats :

1. Réactifs pour les acides.

A. Pour les acides en général.

Du sirop de violettes ne décèle pas au

dela de 1/250 d'acide sulfurique d'un poids spécifique de 1,829.

Du sous-carbonate de potasse donne encore une légère effervescence avec 1/250 d'ac. sulfurique.

Du papier teint avec la teinture aqueuse de fennambone cesse de réagir au delà de 1/10,000 d'acide.

Du papier teint avec la teinture aqueuse de choux rouge rougit encore légèrement avec 1/15,000.

L'hématosine (bois de Campêche) prend immédiatement une couleur jaune dorée avec 1/50,000.

Du papier teint avec la teinture aqueuse de tournesol se colore immédiatement avec 1/20,000; et, après l'espace d'une heure, très-légèrement en rouge avec 1/50,000.

L'acide sulfurique du poids spécifique ordinaire contient, d'après Ure, 73,25 pour cent d'acide anhydre; de sorte qu'en réduisant les nombres à celui-ci, l'on obtient environ 1/510, 1/12,500, 1/18,750 et 1/62,500.

Le papier teint avec la teinture aqueuse de fennambone, et celui teint avec celle de chaux rouge, décèlent tous deux 1/10,000 d'acide phosphorique anhydre.

Le papier de tournesol rougit tout de suite avec 1/10,000, et, après une heure, avec 1/50,000 du même acide.

B. Réactifs propres pour chaque acide.

1. Pour l'acide sulfurique.

a. Pour l'acide sulfurique libre.

Une solution concentrée de chlorure de calcium précipite, après quelques heures encore, 1/250 d'acide sulfurique, d'un poids spécifique de 1,829.

La solution de l'acétate de plomb donne un précipité avec 1/10,000;

Celle de chlorure de baryum décèle encore 1/60,000.

Ces nombres, réduits à l'acide anhydre, sont 1/510, 1/50,000 et 1/75,000.

b. Pour l'acide sulfurique combiné à une base.

L'acétate de plomb fait troubler une solution de sulfate de soude, où se trouve l'acide sulfurique anhydre dans la proportion de 1/50,000.

La solution du chlorure de baryum précipite encore 1/45,000 de cet acide, contenu dans la solution du même sel.

2. Pour l'acide nitrique.

Au moyen de l'acide chlorhydrique et d'un petit feuillet d'or, M. Harting a pu encore découvrir 1/250 d'acide nitrique, d'un poids spécifique de 1,52. Le feuillet d'or ne s'était dissous qu'après vingt-quatre heures.

3. Pour l'acide phosphorique.

L'acétate de plomb précipite immédiatement une solution de 1/10,000 d'acide phosphorique anhydre, et, après une demi-heure, celle qui n'en contient que 1/20,000.

L'eau de chaux trouble également la solu-

tion de 1/10,000 de cet acide, et après une heure la solution de 1/20,000 présente aussi un très-léger précipité.

La solution de *chlorure de baryum* ne précipite plus 1/10,000 d'acide phosphorique.

4. Pour l'acide arsenieux.

L'eau de chaux ajoutée en excès décèle jusqu'à 1/4,000 de cet acide dissous dans l'eau.

La solution du *cuivre ammoniacal* dénote encore la présence de 1/8,000.

Le *sulfate de cuivre ammoniacal* en fait découvrir encore 1/12,000.

Les deux derniers réactifs continuent de précipiter des solutions plus diluées encore, mais le précipité ne possède plus alors distinctement la couleur verte qui lui est propre.

L'*acide sulfhydrique*, dissous dans de l'eau, produit un précipité avec 1/50,000 d'acide arsenieux.

Le *nitrate d'argent ammoniacal* donne encore un précipité jaune citron avec 1/58,000 de cet acide; mais cette couleur cesse d'être distincte pour les précipités formés dans des solutions diluées.

11. Réactifs pour les métaux et leurs oxydes.

1. Pour les alcalis libres en général.

Du papier imprégné de la *teinture aqueuse de curcuma* dénote encore la présence de 1/5,000 de potasse caustique.

Celui de *chaux rouge* décèle 1/7,500 du même alcali.

Celui de *fernambouc* se colore encore légèrement en violet avec 1/20,000.

La couleur bleue du papier de tournesol, changée en rouge par l'acide acétique se rétablit très-distinctement par 1/30,000.

L'hydrate de potasse contient 16 parties d'eau; ces nombres, réduits au protoxyde de potassium, donnent 1/5,600, 1/9,000, 1/24,000 et 1/75,000.

2. Pour la potasse.

La solution alcoolique du *chlorure de platine* précipite une solution de nitrate de potasse qui contient 1/200 de cette base, mais ne trouble plus celle qui n'en contient que 1/210.

Une solution très-concentrée d'*acide tartrique* décèle 1/220 de potasse, mais cesse de réagir avec 1/250.

La sensibilité de ces réactifs fut examinée à une température de 12° centigr.

5. Pour la chaux.

L'*oxalate d'ammoniaque* trouble, après quelques instants, très-sensiblement une solution de chlorure de calcium qui contient 1/100,000 de chaux.

4. Pour la baryte.

L'*acide fluo-silicique* précipite légèrement une solution de chlorure de baryum, où se trouve contenu 1/5,800 de cette base.

Une solution de *sulfate de soude* en découvre, après une demi-heure, encore 1/71,000.

3. Pour la magnésie.

La solution de *sous-phosphate d'ammonia-*

que dénote dans une solution de sulfate de magnésie, après l'espace de 21 heures, la présence de 1/200,000 de magnésie, pourvu que le réactif, soit très-concentré, et ajouté en quantité égale du liquide qu'on examine. Cette précaution est absolument nécessaire; car, en se servant d'un réactif moins concentré et ajouté en petite quantité, il est arrivé de ne voir naître aucun précipité dans une solution contenant même 1/11,000 de magnésie. C'est là aussi apparemment pourquoi *Roth* a fixé la limite de la sensibilité de ce réactif à 1/4,000 de magnésie.

L'*ammoniaque liquide* fait naître, après quelques instants, un léger précipité dans une solution du même sel, contenant 1/6,000 de magnésie.

6. Pour le fer.

a. Pour le protoxyde.

La *teinture de noix de galle* et la solution de *deutoxyde de potassium et de fer*, légèrement acidulée par quelques gouttes d'acide chlorhydrique, décèlent, après quelques instants, dans une solution de protosulfate de fer cristallisé, la présence de 1/410,000 de protoxyde.

b. Pour le deutoxyde.

La *teinture de noix de galle* fait prendre une très-légère teinte violette à une solution de deutosulfate de fer contenant 1/500,000 de deutoxyde.

La solution de *protocyanure de potassium et de fer* fait découvrir 1/420,000 de deutoxyde dans une solution du même sel.

7. Pour le cuivre.

L'*ammoniaque liquide* fait prendre, après plusieurs heures, une légère teinte bleue à une solution de deutosulfate de cuivre contenant 1/9,400 de deutoxyde de ce métal.

Le *protocyanure de potassium et de fer* rend visible 1/73,000 de cet oxyde dans une solution du même sel. Du fer bien poli décèle 1/125,000 de deutoxyde ou 1/138,000 de cuivre métallique, dans une pareille solution légèrement acidulée par une goutte d'acide nitrique.

8. Pour le plomb.

Une lame de zinc précipite le plomb contenu dans une solution de nitrate de plomb, où se trouve le protoxyde de ce métal dans la proportion de 1/5,000.

L'*acide sulfurique*, ajouté en excès, précipite 1/20,000 de protoxyde contenu dans une solution du même sel.

La solution du *chromate de potasse* trouble une solution qui ne contient que 1/70,000 du même oxyde.

L'*acide sulfhydrique*, dissous dans de l'eau, noircit faiblement la solution, qui n'en contient que 1/55,000.

9. Pour l'argent.

Le *chromate de potasse* produit un précipité légèrement rouge dans une solution de nitrate d'argent qui contient 1/1,000 d'oxyde.

Toute réaction cesse au delà de 1/20,000.

L'arséniac de potasse donne un précipité encore assez distinctement jaune avec 1/6,000, et cesse de reagir au delà de 1/20,000 d'oxyde.

L'iodure de potassium occasionne un précipité jaune jusqu'à la proportion de 1/4,000, et n'en produit plus aucun au delà de 1/50,000 d'oxyde.

L'acide sulfhydrique, dissous dans de l'eau, en précipite encore 1/34,000.

Le chlorure de sodium trouble tout de suite une solution qui ne contient que 1/210,000 d'oxyde.

RÉACTIFS. Voyez SUCRE.

RÉACTION. Ce mot est employé tout à la fois en physique et en chimie. En physique, on entend généralement par réaction l'action d'un corps solide qui a été choqué ou comprimé par un autre. C'est ainsi que l'on dit que la réaction est égale à l'action ou à la compression. En chimie, on appelle réaction le résultat de l'influence que deux ou plusieurs corps exercent les uns sur les autres. Cette réaction consiste d'ordinaire dans la destruction de deux ou de plusieurs produits, et dans la formation d'autres composés. Voyez RÉACTIF.

RÉALGAR. Voyez ARSENIC, protosulfure.

RÉCIPIENT. Partie constitutive d'une machine pneumatique. C'est une cloche de verre posée sur la platine, et sous laquelle on fait le vide. Elle doit être fixée de manière que l'air extérieur environnant ne puisse pas y pénétrer. C'est sous le récipient qu'on place les matières qu'on dessèche, ou les animaux sur lesquels on veut faire des expériences physiologiques.

On donne aussi le nom de *recipient* à une partie de l'appareil distillatoire : c'est le vase dans lequel se condensent les produits de la distillation. Voyez CORNE.

RECTIFICATION. Les anciens chimistes appelaient ordinairement ainsi la distillation. L'esprit-de-vin rectifié est de l'alcool concentré par la distillation.

RECU. Mouvement brusque rétrograde, particulièrement d'une arme à feu. Le recul a le plus souvent pour cause une charge trop considérable.

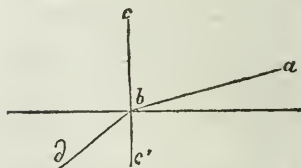
REDUCTION. Ce mot est le plus souvent synonyme de désoxydation. On réduit les oxydes métalliques, c'est-à-dire qu'on les ramène à l'état de métaux, en les chauffant avec du charbon, dans un courant d'hydrogène, etc.

RÉFLEXION. Ce mot s'applique, en physique, au changement de direction que subissent les rayons lumineux et les ondes sonores. Les rayons du soleil, venant à tomber sous un angle quelconque sur une surface polie, ne pénètrent pas tous dans l'intérieur de la matière : le plus grand nombre de ces rayons se relèvent comme repoussés par la surface polie, sous un angle égal au premier. Le plan formé par l'angle d'incidence se nomme *plan d'incidence*; le plan formé par l'angle de réflexion s'appelle *plan de réflexion*. Voici les lois sui-

vant lesquelles la réflexion régulière s'accomplit : 1° L'angle de réflexion est égal à l'angle d'incidence, et situé de l'autre côté de la normale; 2° le plan de réflexion coïncide avec le plan d'incidence. Ces lois sont générales, et n'admettent aucune exception. Elles sont vraies pour la lumière naturelle, qui nous arrive des astres, et pour la lumière artificielle, produite par la combustion, l'électricité, la phosphorescence, etc. Si la direction de la lumière réfléchie est déterminée avec une précision géométrique, il n'en est pas de même de son intensité. Sur ce sujet, on sait seulement 1° que la quantité de lumière régulièrement réfléchie va croissant avec l'angle d'incidence, sans toutefois être nulle quand cet angle est nul; 2° qu'elle dépend du milieu dans lequel la lumière se meut, et du milieu sur lequel elle tombe; 3° qu'elle est très-différente pour des corps de différente nature qui sont placés dans les mêmes circonstances. Voyez LUMIÈRE.

La réflexion des ondes sonores, suivant les mêmes lois que la réflexion de la lumière, constitue l'écho. (Voyez SON.)

RÉFRACTION. Changement de direction qu'éprouvent les rayons lumineux en passant d'un milieu dans un autre. L'angle d'incidence abc est l'angle du rayon incident, avec la normale bc au point d'incidence b . L'angle de réfraction $db'c'$ est l'angle du rayon réfracté bd , avec le prolongement de la normale $c'c$. Voici



l'énoncé des lois de la réfraction simple : 1° Le plan de réfraction coïncide toujours avec le plan d'incidence; 2° le rapport des sinus d'incidence et de réfraction est constant pour les mêmes milieux. Cette dernière loi a été découverte par Descartes.

Un rayon incident ne donne, en général, naissance qu'à un seul rayon réfracté. Quelques corps cependant, tels que le cristal de roche et le spath d'Islande, donnent deux rayons réfractés pour un seul rayon incident. C'est là ce qu'on appelle la *double réfraction*, phénomène qui se rattache à la polarisation de la lumière. Voyez POLARISATION. On appelle *indice de réfraction* la quantité dont un rayon incident est réfracté en plongeant dans un milieu liquide ou gazeux. La lumière se rapproche ou s'éloigne de la normale, suivant que le second milieu est plus dense ou moins dense que le premier. Cette expression n'est pas rigoureusement exacte; car il arrive quel-

quelquefois qu'un milieu moins dense qu'un autre est cependant plus réfringent ; et , en général, le *pouvoir réfringent* n'est pas proportionnel à la densité. MM. E. Becquerel et Cahours ont publié quelques recherches sur la détermination des pouvoirs réfringents et dispersifs des liquides d'origine organique et de composition déterminée. Nous rapportons ici les conclusions de leur mémoire (Comptes rendus de l'Académie, année 1841).

1^o Les corps de même composition, et dont la densité, à l'état liquide, est représentée par des nombres peu différents, possèdent un indice de réfraction qui varie dans de très-faibles limites, tandis que celui-ci s'accroît, au contraire, avec l'état de condensation de la substance. Tel est le cas, par exemple, pour l'essence de térébenthine et le colophène.

2^o Les carbures d'hydrogène liquides, à densité presque égale, ont un pouvoir réfringent d'autant plus considérable, que le carbone s'y accumule davantage ; ainsi, par exemple, le rétinolène $C^{64}H^{32}$ de MM. Pelletier et Walter possède un indice de réfraction moyen beaucoup plus grand que le cèlène $C^{64}H^{64}$, qui contient beaucoup moins de carbone que lui, et dont la densité à l'état liquide est peu différente.

3^o Dans les liquides formés de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, l'indice de réfraction et le pouvoir réfringent sont d'autant plus considérables que la substance est moins oxygénée, pourvu toutefois que la densité de ces corps soit peu différente ; mais si la densité varie dans des limites très-sensibles, alors le contraire peut avoir lieu ; ce qui démontre évidemment que la densité des corps, à l'état liquide, est un élément qui a une grande influence. Ainsi l'éther cuminique de MM. Gerhardt et Cahours, $C^{40}H^{22}O^3$, $C^8H^{10}O$, qui renferme moins d'oxygène en centièmes que l'éther benzoïque $C^{28}H^{10}O^3$, $C^8H^{10}O$, possède un indice de réfraction moindre que ce dernier ; mais aussi la densité du premier est moindre que celle de l'eau, tandis que la densité du second est plus considérable. La même observation s'applique à l'éther acétique $C^6H^6O^3$, $C^8H^{10}O$, et à l'éther oxalique C^4O^3 , $C^8H^{10}O$.

4^o Pour les corps isomères, tels que l'acétate de méthylène, $C^2H^6O^8$, C^4H^6O , et l'éther formique $C^4H^2O^3$, $C^8H^{10}O$, qui possèdent en outre une densité presque identique à l'état liquide, les indices de réfraction sont aussi identiques.

5^o A mesure que le chlore, le brome ou l'iode s'accumulent dans les corps d'une même famille, l'indice de réfraction s'accroît, ce qui tient peut-être à l'augmentation de densité de ces corps à l'état liquide.

6^o Il est un autre élément dont l'intervention peut avoir une influence très-marquée sur l'indice de réfraction : c'est la viscosité.

7^o Enfin, dans un mélange de liquides qui sont sans action chimique l'un sur l'autre, le

pouvoir réfringent du mélange paraît être égal à la somme des pouvoirs réfringents des liquides qui le constituent.

REFROIDISSEMENT. Newton a le premier posé quelques principes sur le refroidissement des corps. Cependant cette question n'a été résolue d'une manière presque complète que par le travail de Dulong et Petit. Ces habiles physiciens ont constaté que, pour le même excès, la vitesse de refroidissement n'est pas indépendante de la température du milieu. Cette vitesse croît rapidement à mesure que la température du milieu s'élève. Dans une enceinte, à 80° par exemple, elle est presque double de ce qu'elle est dans l'enceinte à 0°. La vitesse que donne l'observation n'est autre chose que la différence entre la vitesse absolue de refroidissement que le corps éprouverait s'il ne recevait rien, et la vitesse de réchauffement que lui donne l'enceinte par la chaleur qu'elle lui renvoie. Or, à l'équilibre, la vitesse de réchauffement étant égale à la vitesse absolue de refroidissement du corps, et l'équilibre s'établissant ainsi à toute température, il en résulte que ces deux vitesses contraires sont, soumises à la même loi. Voyez, pour plus de détails, le mémoire de Dulong et Petit, couronné par l'Académie des sciences en 1818.

RÉSINE. On donne ce nom aux sucres qui s'écoulent de l'écorce des arbres, et qui se concrètent et brunissent à l'air. Lorsqu'ils sont à demi liquides et qu'ils tiennent en dissolution une huile essentielle, on leur donne le nom de *baumes*. Les résines fossiles, comme le succin, doivent probablement leur origine à des végétaux antédiluviens. Les résines ont une étroite connexion avec les huiles essentielles ; quelques-unes de ces dernières, par leur exposition à l'air, prennent tous les caractères des résines ; en même temps elles perdent une certaine quantité d'hydrogène, qui est remplacée par de l'oxygène. Les résines ne sont pas volatiles et s'enflamment facilement à une température élevée, en brûlant avec une flamme fuligineuse. Soumises à la distillation sèche, elles donnent des gaz inflammables, des liquides volatils, et laissent, pour résidu, un charbon poreux. Traitées par l'acide nitrique, elles se changent en acide oxalique et en plusieurs produits particuliers. Insolubles dans l'eau, elles se dissolvent dans l'alcool ; quelques-unes se dissolvent aussi dans l'éther et les huiles grasses. Parmi les solutions alcooliques des résines, les unes rougissent les couleurs bleues végétales, se combinent avec les alcalis, et se comportent comme des acides ; les autres sont d'une réaction neutre. Les composés des résines acides avec les alcalis s'appellent *savons de résine* ; ils se distinguent des savons ordinaires en ce que le sel marin ne les sépare pas de leur solution aqueuse.

Les résines sont composées de carbone d'hydrogène et d'oxygène ; elles sont très-nombruses, et ont été l'objet de recherches re-

entes. Nous allons en indiquer les principales espèces.

Résine animé. C'est la résine d'un arbre, de couleur blanche tirant sur celle de l'eucens, plus huileuse que le copal. Ses larmes ressemblent à celles de l'eucens; mais elles sont plus grasses, et d'un jaune de résine à l'intérieur. Elles ont une odeur très-agréable et très-suave, et sont facilement consumées sur les charbons. Cette résine diffère de l'animé oriental, en ce qu'elle n'est ni aussi blanche ni aussi transparente. L'orientale est d'ailleurs apportée en gros fragments, que plusieurs ont soupçonné être une espèce de succin.

Résine d'assa-fetida. Elle provient d'une espèce de *Ferula* (ombellifères). La résine du commerce fournit, par le traitement à l'alcool froid de 0,85, une dissolution d'un jaune clair, qui laisse, par l'évaporation, une masse de la même couleur. Cette résine possède l'odeur particulière de la gomme résine, et se colore également en rouge aux rayons solaires. Elle est fort soluble dans l'alcool et l'éther, et se décompose au-dessus de 100°. Elle a pour composition :

	carbone,	69,49
	hydrogène,	7,36
	oxygène,	22,94

Lorsqu'on dissout dans l'alcool la résine d'assa-fetida, qu'on verse la solution dans l'eau bouillante, et qu'on continue de faire bouillir encore pendant quelque temps, la résine se dépose sous la forme d'une poudre jaune, tandis que le liquide surnageant reste trouble pendant plusieurs jours par des parcelles de résine qui y sont en suspension. La résine perd son odeur par l'ébullition, parce que la matière odorante se volatilise avec les vapeurs aqueuses. La résine se dissout sans résidu dans l'alcool froid, et est très sensible à la lumière. Séchée à 100°, elle a une composition correspondant à la formule : $C_{42}H_{52}O_9$.

Résine de Berengela. Cette résine se montre, selon M. Freyer, en masses fossiles près de saint-Juan de Berengela, dans l'Amérique du Sud. Elle est cassante, d'un brun foncé, tirant sur le vert, et fournit une poudre jaune. L'alcool la dissout aisément à froid. Son odeur est assez désagréable; sa saveur est un peu amère. L'analyse a donné :

	carbone,	75,16
	hydrogène,	9,15
	oxygène,	17,11

Résine de Botany-Bay (gomme jaune). Cette résine, qui exsude du *Xanthorrhoea hastatis*, est d'un jaune rougeâtre, plus foncé que la gomme-gutte, et mélangée ordinairement avec les épines et l'écorce de l'arbre. Sa solution alcoolique est précipitée par l'eau presque complètement, même en présence de l'ammoniaque. Elle renferme :

	carbone,	67,67
	hydrogène,	3,75
	oxygène,	26,58

Résine de copal. Le copal est une résine blanche, brillante et transparente, en gros

morceaux presque semblables au succin le plus transparent, assez odorant, mais pas autant que l'animé. Les Indiens l'emploient en fumigation dans leurs sacrifices. M. Filhol a publié en 1842, sur cette résine, un mémoire étendu, dont voici les conclusions. La résine copal exposée à l'air, en poudre très-fine, et à une température élevée, absorbe l'oxygène de celui-ci, conformément à ce qui avait été dit par Unverdorben pour le copal d'Afrique. Les produits de cette oxydation sont de nouvelles résines qui paraissent être dérivées du même radical que la résine primitive. Les diverses variétés de copal, désignées sous le nom de *copal de l'Inde*, ont la même composition, à de très-légères différences près. Le copal de l'Inde renferme cinq résines différentes, et dont les plus oxygénées sont aussi les plus solubles. Le copal tendre offre une composition telle, qu'il doit être classé dans la même série. La résine de copal, qui est insoluble dans l'alcool et dans l'essence de térébenthine, peut cependant devenir soluble dans ces véhicules, après avoir absorbé l'oxygène de l'air.

Résine élémi. Elle se compose de deux résines : l'une A, est fort soluble dans l'alcool froid, et l'autre B, est peu soluble dans ce véhicule, et cristallise par le refroidissement de sa solution dans l'alcool bouillant. La résine A, séchée à 100°, donne 1 p. cent de cendres, et contient les éléments suivants :

	carbone,	76,95
	hydrogène,	10,37
	oxygène,	10,50

La résine B reste à l'état d'une poudre blanche et insoluble, lorsqu'on traite l'élémi par l'alcool froid. Cristallisée dans l'alcool bouillant, elle présente la composition suivante :

	carbone,	83,50
	hydrogène,	11,92
	oxygène,	2,68

Résine de coudie du pin. M. R. Thomson a décrit une résine provenant de la Nouvelle-Zélande, et connue sous le nom de coudie, l'arbre qui la produit appartient à l'ordre des conifères. Cette résine est d'une couleur d'ambre clair; elle fond aisément, et exhale alors une odeur résineuse ou de térébenthine; une portion se dissout dans l'alcool, mais la plus grande portion y est insoluble. Elle fournit un beau vernis avec l'alcool chaud et l'essence de térébenthine. L'acide sulfurique la dissout, mais la précipite de la dissolution alcoolique. La partie soluble, dans l'alcool faible, a toutes les propriétés d'un acide que M. R. Thomson désigne sous le nom d'*acide dammarique*; la partie insoluble a été appelée par lui *dammarine*. La résine entière renferme en centièmes :

	carbone,	74,45
	hydrogène,	10,28
	oxygène,	15,27

M. R. Thomson représente cette composition par $C_{40}H_{51}O_9$.

Résine de gaiac. Elle provient de différentes espèces de *Gaiacum*. La résine artificielle

est presque entièrement soluble dans l'alcool avec une couleur brun foncé. La résine dissoute est, à l'état sec, d'une belle transparence, rougeâtre, d'une odeur agréable à 100°. Elle renferme, suivant l'analyse de M. Johnston :

carbone,	70,355
hydrogène,	6,890
oxygène,	22,375

La solution alcoolique est précipitée en blanc par l'acétate de plomb basique. Le précipité blent au soleil. L'ammoniaque précipite du liquide surnageant une nouvelle quantité de ce composé. La solution de l'argent n'est point précipitée par la résine, mais elle en est réduite par un repos prolongé au soleil.

Résine gomme-gutte. Cette résine, qui s'écoule de l'écorce de plusieurs espèces de *Guttifères*, arbres tropicaux, a une propriété purgative très-prononcée. M. Johnston a trouvé dans cette résine, en centièmes :

carbone,	71,70
hydrogène,	7,03
oxygène,	21,27.

Ces nombres conduisent à la formule : $C^{40}H^{46}O^9$, ou à celle-ci : $C^{42}H^{58}O^{10}$.

Résine galbanum. Le galbanum du commerce se compose en grande partie de gomme, et ne cède à l'alcool que peu de substance soluble. Après l'évaporation de la solution alcoolique, il reste une belle résine jaune foncé, transparente, fondant aisément à 100°, et qui ne colore pas l'eau bouillante. Cette résine renferme en 100 parties :

carbone,	75,99
hydrogène,	8,29
oxygène,	10,82

Résine icica. Cette résine se présente sous la forme de petites masses ou de grains opaques d'un blanc jaunâtre, et mêlés de quelques débris d'écorce; leur odeur est douce et assez agréable; la chaleur ou la pulvérisation l'augmentent légèrement. Ces grains sont friables, se brisent sous la dent, et ne présentent alors qu'une saveur peu sensible. Leur cassure est blanche, parsemée de quelques veines jaunâtres. Ils n'abandonnent rien à l'eau, et ne laissent dégager aucune substance volatile lorsqu'on les distille avec elle. L'icica est de toutes les résines la moins soluble dans l'alcool. Elle exige, pour être tenue complètement en dissolution, cinquante-cinq fois son poids d'alcool froid à 56 degrés, quinze fois son poids d'alcool bouillant, 3 1/2 fois son poids d'essence de térébenthine à la température ordinaire. L'action de ces dissolvants n'a lieu que d'une manière lente à froid; il faut les chauffer d'abord pour accélérer la dissolution, puis les laisser refroidir, et en séparer la résine en excès. Elle présente à l'analyse trois résines particulières, se distinguant entre elles par leur composition et leur solubilité, mais présentant toutes les trois une neutralité complète. On obtient séparément ces trois résines en ayant recours à leurs différents degrés de solubilité dans l'alcool. On commence par dissoudre complètement dans l'alcool bouillant la racine icica

pulvérisée; la dissolution, après avoir été filtrée à chaud pour la débarrasser des matières ligneuses en suspension, laisse cristalliser en se refroidissant la *breaue*, tandis que l'eau mère retient en dissolution l'*icicane* et la *colophane*.

Résine de jalap. Elle provient de quelques espèces de *Convolvulus*. M. Johnston trouve erronée l'assertion de M. Cadet de Gassicourt, d'après laquelle la résine de Jalap serait composée de deux résines, dont l'une seulement soluble dans l'éther. Le chimiste anglais prépare cette résine à l'état de pureté, en épuisant à froid par de l'alcool la racine coupée menu, évaporant le liquide, et traitant le résidu par de l'eau bouillante, qui en dissout les deux tiers. Le nouveau résidu est complètement soluble dans l'éther. La résine obtenue par l'évaporation de la solution éthérée a donné les résultats suivants :

carbone,	86,80
hydrogène,	8,24
oxygène,	54,96

Mastic. Le mastic se compose de deux résines : d'une résine A soluble dans l'alcool, $C^{40}H^{62}O^4$, possédant des propriétés acides, et d'une autre B, insoluble et renfermant $C^{40}H^{62}O^2$. Lorsque la résine A est exposée pendant quelque temps à une température qui dépasse 115°, elle paraît se décomposer en partie en deux résines, dont l'une renferme, pour 40 éq. de carbone, 3 éq. d'oxygène, et l'autre, pour la même quantité de carbone, 3 équiv. d'oxygène. La première est fort soluble dans l'alcool, l'autre ne s'y dissout que difficilement.

Résine de maynas. La résine de maynas s'extrait par incision du *Catophyllum caloba*, bel arbre qui se rencontre principalement dans les plaines de la province de Maynas en Amérique. Elle ressemble, par les caractères extérieurs, à la plupart des résines; mais quand on vient à la purifier en la dissolvant dans l'alcool bouillant, elle se présente sous la forme de petits prismes transparents. Lorsque la cristallisation s'opère lentement, on obtient de très-beaux cristaux d'une belle couleur jaune, assez volumineux, et appartenant au système prismatique rectangulaire. La forme de ces cristaux a été déterminée par M. de la Prevostaye. Ils renferment, suivant M. Lewy : carbone, 67,22 — 67,63; hydrogène, 7,51 — 7,29; oxygène, 23,47 — 23,08. Ces nombres correspondent à la formule : $C^{13}H^{16}O^4$.

En les dissolvant dans l'ammoniaque, chassant l'excès d'ammoniaque, et ajoutant du nitrate d'argent, on obtient un précipité dont la composition ne paraît pas être constante. La résine de Maynas se dissout facilement dans la soude et la potasse; elle est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles. Elle fond à 105°, et se décompose par la distillation sèche.

Résine olibanum. L'olibanum du commerce est un mélange d'au moins deux gommes re-

sines, dans lesquelles la partie résinoïde peut varier quant à la composition et aux propriétés. Les fragments ronds, opaques, durs et cassants, qui se recouvrent d'une croûte blanche au contact de l'alcool, renferment une résine acide $A = C^{40} H^{64} O^6$. La plus grande partie de l'olibanum de commerce en est ordinairement composée, et cette résine répand alors en brûlant une odeur des plus agréables. Comme presque toutes les résines, elle renferme une quantité variable d'huile essentielle. Les morceaux d'une jaune plus clair, moins cassants et moins opaques, fournissent moins de gomme quand on les traite par l'alcool; ils renferment une résine composée d'après la formule $C^{40} H^{64} O^6$, et fort semblable, quant aux réactions, à la colophane.

Résine du Pinus abies (encens commun). Elle se compose, selon M. Johnston, de deux résines acides, dont l'une $A = C^{40} H^{56} O^5$ se dissout aisément dans l'alcool froid et fond à 100° , tandis que l'autre $B = C^{40} H^{52} O^5$ ne se dissout que difficilement dans l'alcool et fond à 112° . La résine A donne à l'analyse: carbone 74,76; hydrogène, 9,53; oxygène, 14,89. La résine B donne: carbone, 77,33; hydrogène, 9,40; oxygène, 15,05.

Sandaraque. La sandaraque du commerce se compose de trois résines, données de propriétés acides. La résine A $= C^{40} H^{62} O^5$ constitue une poudre blanche ou jaune, peu soluble dans l'alcool, qui fond difficilement et ne se rencontre qu'en petite quantité dans la sandaraque. Elle se sépare en partie, si l'on traite la résine naturelle par beaucoup d'alcool, et qu'on précipite par un alcali: elle se précipite alors avec la résine C insoluble. Cette résine A renferme: carbone, 78,457; hydrogène, 9,805; oxygène, 12,677. La résine B $= C^{40} H^{62} O^6$ est d'un jaune clair, se ramollit à 100° , se dissout aisément dans l'alcool froid, et forme au moins les trois quarts de la résine naturelle. Elle reste en dissolution lorsqu'on précipite A et C par de l'alcali caustique. Voici sa composition: carbone, 76,601; hydrogène, 10,958; oxygène, 15,561. La résine C $= C^{40} H^{60} O^6$ forme une poudre jaune pâle, soluble dans l'alcool bouillant, peu fusible, et se décompose quand on la fait fondre. Elle se trouve dans la sandaraque en plus grande quantité que la résine A, et se sépare quand on décompose par l'acide chlorhydrique le précipité formé par l'alcali; on la traite d'abord avec de l'eau bouillante, et à la fin, à plusieurs reprises, avec de l'alcool. Elle renferme: carbone, 73,39; hydrogène, 9,47; oxygène, 14,94.

Sang-dragon. Suivant M. Johnston, il n'y a que le sang-dragon en masse ou en blocs qui soit pur; les variétés rayées et rouges sont toujours fabriquées et plus ou moins décomposées. La partie du sang-dragon en masse, soluble dans l'alcool et l'éther, a donné à l'analyse: carbone, 71,247; hydrogène, 6,430; oxygène, 19,505. De même que les autres résines, le sang-dragon retient opiniâtrement

l'alcool et l'éther; de sorte qu'on ne peut l'avoir pur que par une dessiccation prolongée à 100° pendant dix ou douze heures.

Résine de scammonée. Elle provient du *Convolvulus scammonia*. Lorsqu'on met la résine de scammonée du commerce en digestion avec de l'alcool à froid, on obtient une dissolution d'un jaune pâle qui laisse, par l'évaporation, une résine jaune-clair, opaque, dure, cassante, et fusible à 142° . Cette résine renferme en cent parties: carbone, 56,88; hydrogène, 7,95; oxygène, 53,99. C'est la résine la plus oxygénée; elle se rapproche sous ce rapport, ainsi que sous celui de son action sur l'organisme, de la résine de jalap, qui provient également d'une espèce de *Convolvulus*.

Résine tuggkuda. Les habitants de quelques contrées de la Suède ont l'habitude de mâcher une espèce de résine (*tuggkuda*) qui passe pour nettoyer les dents et entretenir la fraîcheur de la bouche. Cette résine se rencontre, sous forme de globules, sur le tronc du pin; et il faut une certaine habitude pour la distinguer de la résine ordinaire, qui se trouve également sur cet arbre. Les globules de *tuggkuda* ont une cassure lactescente; mis dans l'eau chaude, ils se réunissent en grêles, forme sous laquelle on conserve cette résine. Le *tuggkuda* est cassant; mais il se ramollit par la mastication, en même temps qu'il développe une odeur balsamique et une saveur acide. Quelque temps après, il devient d'un beau rose.

Soumise à la distillation avec l'eau, cette résine donne une liqueur ayant la même odeur et la même saveur que la résine ordinaire, et sur laquelle nagent quelques gouttelettes d'une huile épaisse, d'un jaune foncé. La quantité de cette huile est très-petite comparativement à la quantité de résine qui reste; et ses propriétés diffèrent entièrement de celles de l'huile de térébenthine.

Lorsqu'on fait bouillir avec de l'eau le produit résineux de la cornue, on obtient un liquide à réaction acide, qui offre encore l'odeur et la saveur caractéristiques de la résine. En abandonnant ce liquide au repos, on voit, au bout de plusieurs semaines, se former des cristaux granuleux, groupés en étoiles de couleur rose. Ces cristaux sont ceux d'un acide nouveau. Lorsque, au contraire, on évapore la liqueur rapidement, on obtient un résidu brunâtre qui, étant traité par l'eau, donne l'acide soluble, et laisse une substance brune, résineuse, insoluble. { *Annalen der Chemie*, année 1844. }

RÉSISTANCE. Obstacle opposé à une puissance ou force quelconque, Voyez LEVIER.

RESPIRATION. Fonction physiologique destinée à convertir, par le moyen de l'oxygène de l'air, le sang veineux en sang artériel. La plupart des chimistes, depuis Lavoisier, ont considéré la respiration comme une véritable combustion. Le carbone du sang est, disent-ils, brûlé dans les poumons par l'oxygène de l'air, et le chlorure produit est en proportion

du carbone brûlé. Ces chimistes ont même voulu trouver un certain rapport entre la respiration et le genre d'alimentation suivant les climats. Ainsi, les habitants du Nord, chez lesquels la respiration est plus active et la dépense du calorique plus considérable que chez les habitants du Midi, se nourrissent et ont besoin de se nourrir de substances riches en carbone, comme la graisse, l'eau-de-vie, etc. Les travaux de M. Liebig surtout ont eu pour but de mettre ces idées en relief.

Les expériences de M. Magnus sur les gaz dissous dans le sang ont jeté une nouvelle lumière sur le phénomène de la respiration. Les résultats obtenus par M. Magnus, et récemment attaqués par M. Gay-Lussac, sont d'une grande simplicité. L'habile chimiste de Berlin fait passer dans le sang un courant d'hydrogène ou d'azote qui déplace les gaz acide carbonique, azote et oxygène existant à l'état de dissolution dans le sang veineux et dans le sang artériel; il détermine la proportion de ces différents gaz aussi exactement que le permettent les méthodes d'analyse qu'il met en usage; et il constate enfin que, pour une proportion d'acide carbonique peu différente, le sang veineux contient moitié moins d'oxygène que le sang artériel. M. Magnus se garde de tirer de ses expériences des conclusions bien absolues. Voici comment il s'exprime à ce sujet: « Il est très-probable que l'oxygène inspiré est absorbé dans les poumons par le sang, qui le transporte ensuite dans tout le corps, où, arrivé dans les vaisseaux capillaires, il détermine la formation de l'acide carbonique. Je dis que tout ceci est vraisemblable, parce que tant qu'on n'aura pas prouvé que l'acide carbonique expiré est remplacé par un volume égal d'oxygène, il sera toujours possible d'admettre qu'une partie au moins de l'oxygène absorbé entre en combinaison avec le sang, sans produire exactement de l'acide carbonique. Quant à la formation de ce dernier corps, ce qui avait fait présumer qu'elle avait lieu dans les poumons, c'est que probablement à cette époque on n'avait pu encore retrouver ce gaz dans le sang. »

RETINAPHTE. En distillant la résine de pin on obtient, outre plusieurs produits gazeux, une huile brune, qui donne à la distillation, entre 150 et 160°, ce qu'on appelle *vive essence* des fabricants. En traitant à différentes reprises la partie la plus volatile de la vive essence par l'acide sulfurique et une lessive de potasse, Pelletier et Walter ont obtenu un liquide limpide, léger, auquel ils ont donné le nom de *retinaphte*. Il a une odeur agréable et une saveur âcre; il réfracte fortement la lumière, bout à 108°, et ne solidifie pas encore à -20°. Formule: $C^{14} H^8$. Le retinaphte donne avec le chlore ou le brome une huile brune très-dense, et d'une odeur de raifort prononcée. Il dissout le soufre et l'iode.

RÉTINASPHALTE. Voyez RÉTINITE.

RÉTINIQUE (Acide). Produit d'un brun clair, obtenu en traitant le rétinaspalte des

lignites de Bovey par l'alcool. Il est très-soluble dans l'éther, fusible à 137°, et se combine avec les oxydes plombique et argentique.

RÉTINITE (retinasphalte). Résine fossile d'un jaune brunâtre, à cassure conchoïde, fusible, inflammable, et d'une densité de 1,07 à 1,53. Elle se combine avec les alcalis; la combinaison est insoluble dans l'alcool et soluble dans l'eau. A la distillation sèche, elle donne de l'acide carbonique, de l'hydrogène carbone, une huile épaisse, et un peu d'acide acétique.

RÉTINOLE. Hydrogène carboné liquide, insipide, inodore, bouillant vers 238°. Sa densité est 0,9, et sa formule, $C^{32} H^{16} = 4$ volumes. Traité par du chlore, il se transforme en une masse d'un brun jaunâtre, d'une légère odeur de rose. Il absorbe plusieurs gaz, et particulièrement le gaz sulfureux. On obtient le rétinole en distillant la vive essence (produit de distillation de la résine de pin) vers 230°.

RÉTINYLÈNE. Hydrogène carboné liquide que Pelletier et Walter ont obtenu par la distillation de la vive essence extraite de la résine de pin. Il a une odeur un peu différente de celle du rétinaphte; sa saveur est âcre, sa densité 0,87. Il bout à 130°, et distille sans résidu. Formule: $C^{18} H^{12}$. D'après MM. Gerhardt et Cahours, le rétinylène se dissout dans l'acide sulfurique fumant, en donnant un acide du genre des acides vinyliques; en saturant par du carbonate de baryte, on obtient un sel blanc soluble dans l'eau, ayant pour formule: $C^{18} H^{12} S^2 O_5, Ba O$.

RÉTISTERÈNE. Synonyme: *Métanaphthaline*. C'est le dernier produit de la distillation des résines. Il est blanc, cristallin, insipide, d'une faible odeur de cire, fusible à 67°, et bouillant à 323°. Insoluble dans l'eau, il se dissout très-bien dans l'alcool absolu bouillant, où il cristallise sous forme de lamelles. Il est surtout soluble dans l'éther, l'essence de térébenthine et les hydrogènes carbonés. Il a la même composition que la naphthaline. Traité par l'acide nitrique, il se transforme en une matière jaune d'ocre, résineuse et non volatile.

RHARBARBARINE. Voyez RHUBARBE.

RHAMNINE. Les baies des différentes espèces de *rhamnus*, comprises sous la dénomination générale de *nerprun des teinturiers*, sont très-employées en teinture sous les noms de *graines d'Avignon*, *d'Espagne*, *de Morée*, *de Turquie*, et *de Perse*. Nous ne savons sur leurs principes colorants que ce que M. Chevreul nous a appris. Suivant ce chimiste, elles cèdent à l'eau, entre autres corps:

1° Un principe colorant jaune. Il est uni à une matière insoluble dans l'éther, peu soluble dans l'alcool concentré, et très-soluble dans l'eau. Il paraît être volatil.

2° Une matière remarquable par l'intensité de son amertume, et qui est soluble dans l'eau et l'alcool.

3° Un principe rouge qui n'y est qu'en petite quantité, et qui tend à se décomposer en matière brune sous l'influence de l'air. Il se trouve

principalement dans le residu de l'extract aqueux de la graine, insoluble dans l'éther et l'alcool.

De bonnes graines de Perse furent érasées dans un mortier, puis traitées par l'éther, qui s'est coloré en jaune olive. La liqueur fut évaporée dans un appareil distillatoire jusqu'aux deux tiers, et le résidu mélangé avec de l'eau, qui s'est colorée en jaune foncé. De l'hydrate plombique, ajouté en petite quantité, a précipité une laque d'un jaune brun; puis, dans le liquide filtré, une nouvelle dose d'hydrate a donné une belle laque d'un jaune éclatant. Cette dernière fut décomposée par l'acide sulfhydrique. Le liquide filtré était à peine coloré en jaune; mais, malgré tous les efforts pour en obtenir des cristaux bien caractérisés, il n'a fourni qu'une poudre cristalline d'un blanc légèrement jaunâtre, qui a été presque la pression entre des feuilles de papier. C'est à cette substance, ainsi purifiée, que l'on donne le nom de *rhamnine*. (M. Preisser.)

Cette poudre en cristaux rudimentaires a beaucoup d'analogie avec la *quercitrine* obtenue par une cristallisation confuse. Elle a une saveur amère. Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. A l'air, la solution se colore rapidement en jaune.

Les acides jaunissent la rhamnine; les alcalis lui donnent aussitôt une teinture d'un brun foncé; les eaux de baryte et de chaux produisent le même effet.

La rhamnine, sous l'influence des corps oxygénants, tels que l'acide azotique, l'acide chromique, le bichromate potassique, l'acide sulfurique et le peroxyde manganique, l'oxygène pur, se colore en jaune foncé, et se trouve convertie en un nouveau principe que l'on nomme *rhamnénine*.

La *rhamnénine* qu'on peut obtenir en exposant au contact de l'air une solution de rhamnine, cristallise très-difficilement, et se présente sous la forme d'une poudre d'un jaune foncé qui, vue au microscope, paraît formée de tout petits cristaux. Cette matière se comporte comme un véritable acide avec le tournesol et les bases. Elle forme avec l'oxyde plombique, la chaux, l'alumine, etc., des sels colorés en jaune orangé, des *rhamnées* à proportions définies.

La rhamnénine est peu stable quand elle est libre. Au contact de l'air ou de l'oxygène pur, elle absorbe à la longue cet élément, et se colore en rouge et en brun, ce qui donne l'origine de ces matières rouge et brune qui existent toujours dans la décoction des graines de Perse ou d'Avignon.

RHAPONTICINE (*Jaune de rhubarbe*). Matière pulvérulente cristalline, jaune, insipide, inodore, peu soluble dans l'eau et l'alcool froid, très-soluble dans l'alcool bouillant, l'éther et les alcalis. Pour l'obtenir, on mélange l'extract de la racine de *Rheum raphanifolium* avec de l'eau, tant qu'il se forme un précipité jaune; on lave ce précipité à l'eau et à l'alcool froids, et on le dissout dans l'al-

cool bouillant, où la rhapsonticine cristallise.

RHÉINE. Voyez RHUBARBE.

RHODIQUÉ (Acide). Synonyme : *Acide rhodionique*. (De $\rho\delta\delta\iota\zeta\epsilon\upsilon$, rougir.) Lorsqu'on fait arriver du gaz oxyde de carbone sec sur du potassium soumis à la chaleur, on obtient une matière noire contenant deux acides, l'*acide rhodique* et l'*acide croconique*. A l'air humide ou dans l'eau, cette matière noire, d'abord examinée par L. Gmelin et Heller, se change en rhodiate de potasse rouge. Pour en retirer l'acide, on traite le sel potassique par une petite quantité d'alcool absolu, et par de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau. Par l'évaporation, on obtient l'acide rhodique sous forme d'aiguilles incolores. Ces cristaux ont une saveur acide, sont inaltérables à l'air, supportent une température de 100°, et se décomposent, à une chaleur plus forte, en formant des produits volatils. L'acide se dissout, sans coloration, dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Une gouttelette de la solution, appliquée sur la peau, produit une tache rouge, soluble dans l'eau. Suivant Thanlow, cet acide a pour formule : $C_7 O_7$.

RHODIUM. Le nom de *Rhodium* dérive du grec $\rho\delta\delta\omicron\nu$, rose, par allusion à la couleur de la plupart des composés de ce corps. Le rhodium a, comme le palladium, la couleur et l'éclat de l'argent. Il n'est fusible qu'au chalumeau. Il est dur et cassant. Son poids spécifique est 10,413.

Il est inaltérable à l'air et dans l'eau, à la température ordinaire. Chauffé au contact de l'air, il se change en un mélange de protoxyde et de peroxyde. Aucun acide ne l'attaque. Il ne se dissout dans l'eau régale qu'autant qu'il est allié avec certains métaux, comme le plomb, le cuivre, le bismuth et le platine. Un mélange de nitre et d'alcali caustique l'attaque très-bien à la chaleur rouge; il se forme un peroxyde qui se combine avec l'alcali. Le rhodium se combine directement avec le soufre, le phosphore, l'arsenic et le chlore.

Le rhodium se rencontre dans le minéral de platine. (Voyez HOFER, *Éléments de chimie minérale*, pag. 365.)

Le rhodium a été découvert en 1801 par Wollaston, dans le minéral de platine.

Formule du rhodium : $R = 631 \frac{1}{2}$.

Composés oxygènes. On connaît deux degrés d'oxydation du rhodium et plusieurs oxydes intermédiaires.

1° Le *protoxyde* (oxydule) existe presque toujours combiné avec le peroxyde. Il est peu connu. Il a une grande tendance à se transformer, par l'action des acides, en peroxyde et en métal.

La quantité de rhodium se combinant avec 100 d'oxygène, est

$$631,962 (R)$$

$731,962 = RO = 1$ équiv. de protoxyde de rhodium.

2° Le *peroxyde* de rhodium n'est guère connu qu'à l'état d'hydrate; car il perd, par

la dessiccation, une partie de son oxygène. Il est d'un brun verdâtre. Il se dissout à froid dans l'acide chlorhydrique. La dissolution qui en résulte est colorée en jaune ; elle se colore en rouge par l'ébullition. Le peroxyde de rhodium se comporte comme un véritable acide (acide rhodique). Il se combine avec les alcalis pour former des combinaisons (*rhodates*), généralement insolubles dans l'eau et solubles dans l'acide chlorhydrique. Formule : $R^2 O^3$.

On l'obtient en chauffant le rhodium avec un mélange de nitre et de potasse. On traite ensuite le résidu (matière brune) par de l'eau aiguisée d'acide sulfurique, afin de séparer toute la potasse qui s'y trouve.

Les oxydes intermédiaires de rhodium sont peu connus. Il y en a un qui se compose de $R^2 O^3 + 2 RO$, et un autre de $R^2 O^3 + 3 RO$.

Composés chlorés. Ils sont en même nombre que les oxydes,

1° *Protochlorure.* Il est pulvérulent, d'un gris rouge, insoluble dans l'eau. Il supporte l'action d'une douce chaleur, sans se décomposer. Formule : RCl , analogue à celle du protoxyde (RO).

On l'obtient en traitant le protoxyde de rhodium par l'acide chlorhydrique.

2° Le *perchlorure* (*chloride*) est d'un brun foncé, et très-soluble dans l'eau. Sa dissolution est d'un rouge rose. Il est assez stable au feu. Il joue le rôle d'acide (*acide chlororhodique*) à l'égard des chlorures alcalins. Les *chlororhodates* sont d'un très-beau rouge.

Formule : $R^2 Cl^3$, analogue à celle du peroxyde ($R^2 O^3$).

Le *chlororhodate de potassium* (chlorure double de rhodium et de potassium) se compose de $KCl + R^2 Cl^3 + 11O$.

Le *chlororhodate de sodium* cristallise en rhomboïdes. La formule qui exprime sa composition est : $3 Na Cl + 2 R^2 Cl^3 + 18 HO$.

Le *chlororhodate d'ammonium* est d'un rouge de rubis magnifique ; sa couleur est très-riche. Il possède une grande puissance tinctoriale. Il cristallise dans les liqueurs acides.

Tous les chlororhodates, et particulièrement celui d'ammonium, sont réductibles par la calcination.

Sels de rhodium. Les sels de rhodium sont diversement colorés, en jaune, en vert ou en rouge.

1° L'acide sulfhydrique les précipite en brun (sulfure de rhodium).

2° Les alcalis et carbonates n'y produisent qu'un précipité incomplet, et qui ne se manifeste qu'au bout d'un certain temps.

3° Le protochlorure d'étain et l'iodure de potassium les précipitent en brun jaunâtre. Ce précipité est à peu près complet.

4° Le cyanoferrure de potassium et les chlorures alcalins n'y produisent pas de trouble.

5° L'acide sulfureux ne décolore pas les sels de rhodium.

6° Le fer, le zinc, et beaucoup d'autres

métaux, précipitent le rhodium à l'état métallique.

RHODIZONIQUE (Acide). Voyez RHODIQUE (Acide).

RHUBARBE. La partie active de cette plante, appartenant à plusieurs espèces de *Rheum*, c'est la racine. Quelques chimistes se sont particulièrement attachés à isoler le principe actif de cette racine, et ont cru le trouver dans un alcaloïde particulier ; d'autres ont cru reconnaître ce principe actif dans un acide organique particulier ; d'autres, enfin, dans la matière colorante jaune de la racine de rhubarbe.

Ce que d'autres chimistes ont désigné sous le nom d'*apothème*, MM. Schlossberger et Dæpping proposent de l'appeler *aporétine*, c'est-à-dire dépôt résineux (de $\rho\eta\rho\tau\acute{\iota}\nu\eta$, résine). A l'état de dessiccation, l'aporétine est d'un noir brillant, facile à pulvériser, et se décompose, sans fusion, sur une lame de platine chauffée.

0,451 de matière, desséchés à 100°, ont donné par la combustion, avec le chromate de plomb :

0,823 d'acide carbonique,	
0,167 d'eau ; soit	36,89 C
	4,53 H
	36,76 O
	100,00

Ce qu'il y a de remarquable, c'est l'insolubilité complète de l'aporétine dans l'alcool, une fois que cette matière a été précipitée, tandis qu'elle était dissoute dans l'alcool avant sa précipitation par l'éther.

La solution alcoolique, séparée de l'aporétine, donne, après la dessiccation, une poudre jaune, très-peu soluble dans l'eau et dans l'éther, soluble dans l'alcool et dans les alcalis. Les combinaisons alcalines sont d'un rouge intense. Cette poudre jaune a été appelée *phéorétine* (de $\varphi\alpha\lambda\acute{o}\varsigma$, jaune, et $\rho\eta\rho\tau\acute{\iota}\nu\eta$, résine). Sa saveur rappelle la racine de rhubarbe. Elle se dissout dans l'acide sulfurique concentré, d'où elle est précipitée sous forme de flocons jaunes.

Composition : 0,580 de matière, desséchée à 100°, ont donné, par la combustion avec l'oxyde de cuivre, 0,821 d'acide carbonique et 0,175 d'eau ; soit :

58,40 carbone,
4,97 hydrogène,
36,63 oxygène.

100,00

Les eaux-mères éthérées, desquelles ont été séparées l'aporétine et la phéorétine, laissent, après l'évaporation complète, un résidu qui offre tous les caractères d'une résine. Cette résine forme avec la potasse ou l'ammoniaque des combinaisons d'un rouge de pourpre magnifique, solubles dans l'eau ; c'est pourquoi les auteurs proposent de lui donner le nom d'*érythrorétine*. Réduite en poudre, cette résine offre la couleur jaune de la rhubarbe,

et il est probable que celle-ci doit sa couleur à l'érythrorétine, ainsi qu'à l'acide chrysophanique qu'elle contient.

L'érythrorétine desséchée est insoluble dans l'acide chlorhydrique et dans l'acide sulfurique étendu. Elle se dissout difficilement dans l'éther et dans l'acide acétique. Elle est bien soluble dans l'alcool et dans les alcalis, d'où elle est précipitée par les acides sous forme de flocons jaunes. Comme la phéorétine, l'érythrorétine ne se dissout dans l'eau qu'en petite quantité. Chauffée sur une lame de platine, elle brûle en dégageant des vapeurs jaunes, et en laissant un résidu charbonneux d'une combustion difficile. Sa saveur est à peine sensible. La solution ammoniacale donne également, avec l'acétate de plomb, un composé d'un rouge violet, insoluble dans l'eau. Ce composé s'altère à l'air, en absorbant de l'acide carbonique; de manière qu'il n'a été guère possible d'en déterminer exactement le poids atomique.

La matière jaune, cristalline, que d'autres chimistes ont décrite sous les noms de *rhéine*, de *rhéumine*, *rhubarbarine*, d'*acide rhubarbarique*, etc., possède, à l'état de pureté, les propriétés suivantes :

Elle cristallise difficilement, et se présente sous un aspect granuleux. Elle est d'un beau jaune, insipide, inodore, très-peu soluble dans l'éther, presque insoluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, qu'elle colore en jaune. De plus, elle se dissout assez bien à chaud dans l'alcool de 0,50°; elle se dissout difficilement dans l'acide acétique; elle est, au contraire, très-soluble dans l'acide sulfurique concentré, qu'elle colore en un rouge magnifique; l'eau l'en précipite sous forme de flocons jaunes. Elle se dissout dans les alcalis avec une couleur rouge si intense, qu'elle peut, ainsi que l'avaient déjà dit Brandes et Geiger, servir de réactif pour constater la présence des alcalis. La solution alcaline rouge laisse, après l'évaporation, un résidu d'un beau bleu qui, par l'addition de l'eau, reprend la couleur rouge. La solution alcoolique de ce corps donne, avec une solution alcoolique d'acétate de plomb, un précipité blanc qui disparaît par l'ébullition dans l'eau, en même temps qu'il se sépare une matière gélatineuse d'un rouge carmin.

Toutes ces réactions ont la plus grande analogie avec celles qu'offre une substance découverte par Roehleder et Heldt dans les lichens, ainsi que la matière colorante jaune de cette espèce de lichen jaune (*Parmelia parietina*, Sp.) qui recouvre l'écorce des troncs et des branches des arbres. Cette dernière matière, douée de quelques faibles propriétés acides, a été appelée *acide chrysophanique*. L'analyse constate, en effet, que cet acide est identique avec la matière jaune, granuleuse de la rhubarbe. Roehleder et Heldt lui ont assigné la formule : $C^{10} H^8 O^3$.

En traitant la solution aqueuse de l'extrait

alcoolique de rhubarbe par du sulfate de soude, on sépare encore une quantité notable de résine qu'il est impossible d'enlever complètement; car la liqueur, même après avoir été traitée à différentes reprises par le sulfate de soude, donne toujours un précipité floconneux par l'addition de l'acide sulfurique. La matière résineuse, ainsi séparée, est un mélange de phéorétine, d'érythrorétine, et de quelques traces d'acide chrysophanique.

La liqueur, traitée par le sulfate de soude, renferme, en outre, du tannin et de l'acide gallique, qu'on précipite par le perchlorure de fer. Enfin, la liqueur, traitée par la magnésie calcinée, donne, après l'évaporation, une matière extractive qui, mélangée avec de la levure de bière, donne tous les caractères d'une fermentation alcoolique. Cette matière extractive, dont on a préalablement séparé les acides gallique et tannique (qui sont généralement susceptibles de fermenter) renferme donc du sucre, il a été impossible de trouver, dans les diverses espèces de rhubarbe de Moscou, aucune trace de cire et de matière grasse, indiquée par quelques chimistes. Mais, en revanche, on y a trouvé une quantité considérable d'amidon et de pectine. On a cherché en vain la présence de l'acide malique, signalé par d'autres chimistes.

Enfin, les cendres de la rhubarbe contiennent des quantités variables de potasse, de soude, de silice, de phosphate de chaux, de magnésie et d'oxyde de fer. Parmi les acides inorganiques, on y trouve l'acide sulfurique, l'acide chlorhydrique, l'acide phosphorique et l'acide carbonique. Il n'y a point d'oxyde de cuivre, dont la présence avait été annoncée par Buchner.

Dulk, Geiger et Brandes avaient attribué à la rhéine (acide chrysophanique) l'action médicamenteuse de la rhubarbe. Ce qu'il y a de certain, c'est que l'acide chrysophanique n'est pas décomposé par l'économie animale, et qu'il se retrouve dans les urines de ceux qui ont pris de la rhubarbe, (*Annalen der Chemie*, année 1811.)

RIGINIQUE (Acide). Lorsqu'on traite le savon de l'huile de ricin par des acides minéraux, on obtient un mélange de deux acides gras, dont l'un est solide (*acide margaritique*) et l'autre liquide. Ce dernier est l'*acide riginique*. Il se solidifie à -6° , et produit avec les bases des sels solubles dans l'alcool. Il est encore peu connu.

ROCELLIQUE (Acide). Produit cristallin, incolore, retiré par Heeren du *Roccella tinctoria*. Pour l'obtenir, on traite ce lichen par une solution d'ammoniaque caustique, et on précipite le digestum étendu d'eau par une solution de chlorure de calcium; il se dépose du rocellate de chaux, qu'on décompose par l'acide chlorhydrique. L'acide rocellique est insoluble dans l'eau, et soluble dans l'alcool et l'éther. Il fond à 150° , et se concrète à 122° . Il partage les propriétés des acides gras. For-

roule de l'acide roccellique cristallisé : $C^{17}H^{16}O_4$.

ROCOU. On appelle ainsi la pâte qu'on prépare avec les semences de *Bixa orellana* et de *Metella tinctoria*. Le rocou renferme un principe colorant d'un brun rougeâtre, qu'on obtient en épuisant par l'alcool la pâte desséchée, en traitant la teinture alcoolique par l'éther et évaporant à siccité. Traité par l'acide sulfurique concentré, ce principe colorant devient d'abord bleu, puis vert, et enfin violet.

ROSÉE. On appelle ainsi la vapeur aqueuse qui, pendant les nuits sercines, se condense, sous forme de gouttelettes, sur les plantes et autres objets recouvrant la surface du sol. Les végétaux, échauffés par le soleil, rayonnent tout leur calorique pendant la nuit; et le ciel étant sans nuages, ils perdent ce calorique sans compensation, et se refroidissent au point de précipiter la vapeur aqueuse en suspension dans l'air. Les gouttelettes de rosée solidifiées, par un plus grand abaissement de température, constituent la *gelée blanche*. La formation de la rosée n'a pas lieu, si le ciel est couvert; car les nuages rayonnent du calorique en échange; ils en rayonnent même beaucoup, comme le prouve la grande chaleur qui précède les orages. Plusieurs physiiciens ont avancé que certains corps ayant un pouvoir émissif considérable, comme la laine, les corps noirs, etc., se refroidissent, pendant les nuits calmes et sercines, de 6, 8, 10 degrés au-dessous de la température de l'air ambiant; et qu'en couvrant les thermomètres de feuilles métalliques, de manière à arrêter les effets du pouvoir émissif du verre, on voit ces thermomètres monter de plusieurs degrés, indiquant alors à peu près la véritable température de l'air. Cependant l'exactitude de ces assertions a été contestée par d'autres physiiciens, et particulièrement par M. Fussinieri.

ROSOLIQUE (Acide). Lorsqu'on ajoute un acide au liquide alcalin, formé en traitant par un lait de chaux l'huile de goudron, on obtient un mélange d'*acide carbonique*, *brunolique* et *rosolique*. Par la distillation, on sépare l'acide carbonique, tandis que les deux autres acides restent dans la cornue. On dissout le résidu dans un peu d'alcool, et on traite la solution par un lait de chaux; le rosolate de chaux reste en dissolution avec une teinte rose, tandis que le brunolate de chaux se sépare sous forme d'un précipité brun. L'acide rosolique présente l'aspect d'une matière résineuse orangée. Il est soluble dans l'alcool et insoluble dans l'eau. Il donne avec les sels d'alumine des laques rouges d'une grande beauté, pouvant rivaliser avec la cochenille. Composition non déterminée (Runge).

ROUILLE. Voyez FER (Oxyde).

RUBINIQUE (Acide). Cet acide, peu examiné, s'obtient par l'action du carbonate de potasse sur la catéchine. Il se produit en même temps que l'*acide japonique*. Il forme avec la potasse un sel acide, rouge, et précipi-

tant en rouge les sels d'oxydes terreux métalliques. D'après sa combinaison argentique, il aurait pour formule : $C^{18}H^{16}O_9$.

RUBIS. Pierre précieuse transparente, d'un beau rouge. On en distingue quatre espèces : le *R. oriental*, le *R. spinelle*, le *R. balais* et le *R. du Brésil*. Sa densité varie entre 3,3 et 4,8. Le rubis naturel se compose de silice, d'alumine, de chaux et de fer. On fabrique de beaux rubis artificiels avec des proportions convenables d'or, d'oxyde plombique, de silice et de potasse.

RUMICINE. Produit jaune, extrait par Geiger de la racine du *Rumex patientia*. Il est probablement identique avec la *rhème* ou l'*acide chrysophanique*. Voyez RHUBARBE.

RUTHÉNIUM. Corps pulvérulent, gris, d'un éclat métallique semblable à l'iridium. Soumis à un courant d'hydrogène, il ne s'échauffe pas, et n'enflamme pas le gaz. Traité par l'acide chlorhydrique mêlé de chlore, il se dissout en très-petite quantité avec une couleur jaune orangé; la plus grande partie reste non dissoute. Il est insoluble dans l'acide chlorhydrique seul; il se dissout en petite quantité dans l'eau régale. Le chlorure de ruthénium produit avec le chlorure d'ammonium un précipité cristallin d'un brun foncé, dont la formule est : $2 N H_4 Cl + Ru Cl_4$. Les oxydes de ruthénium qu'on a jusqu'à présent obtenus sont noirs ou d'un bleu foncé. Chauffé avec du borax ou de l'alumine, il forme une perle incolore, transparente, dans laquelle se trouve incrustée une scuclette métallique d'un gris éclatant. (Annal. v. Poggendorff, 1843).

RUTILINE. M. Braconnot donne ce nom au produit de décomposition de la salicine par l'acide sulfurique concentré. A l'état humide, c'est une matière d'un brun rougeâtre qui passe bientôt au jaune; à l'état sec, elle est d'un brun foncé, friable, insipide, insoluble dans l'eau et l'alcool. Les alcalis lui communiquent une belle couleur violette, et les acides minéraux une couleur rouge.

RUTINIQUE (Acide). Cet acide, dont la nature vient d'être bien examinée par M. Bornträger (Annalen der Chemie, année 1843), avait d'abord été observé par M. Weiss, qui lui donna le nom de *rutine*. Pour l'obtenir, on fait bouillir la rue (*Ruta graveolens*), desséchée et réduite en petits fragments, pendant une demi-heure, avec du vinaigre ordinaire. Le liquide exprimé forme, au bout de plusieurs semaines, un dépôt qu'on lave avec un peu d'eau froide, et qu'on dissout ensuite dans de l'acide acétique faible. Au bout de quelques jours, la majeure partie de l'acide rutinique se sépare à l'état cristallin. Les eaux mères concentrées en fournissent une nouvelle quantité. Cet acide, lavé avec un peu d'eau et exprimé, est dissous dans six fois son poids d'alcool, contenant un peu de charbon animal. La liqueur, filtrée et mélangée avec un sixième d'eau, est distillée pour en séparer l'alcool, et le résidu abandonné à lui-même dans un endroit frais,

L'acide cristallise peu à peu, mais les eaux mères en contiennent encore une quantité notable, qu'on peut séparer en partie par la concentration.

L'acide rutinique, ainsi préparé, se présente à l'état de poudre cristalline d'une couleur jaune verdâtre; sous le microscope, on distingue des prismes quadrilatères terminés par des faces très-allongées. Il est insipide, mais sa solution alcoolique rougit le tournesol. Il fond à 180°, sans perdre de l'eau. A 220°, il se sublime en partie en gouttelettes jaunes; vers 245°, il se carbonne. Cet acide est presque insoluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude; mais, par le refroidissement, rien ne se dépose; il faut concentrer beaucoup la solution et l'abandonner pendant quelques jours, pour que la cristallisation commence. Le même phénomène s'observe avec l'alcool. L'acide se dissout facilement dans l'alcool bouillant à 0,76. Il ne se dépose à l'état amorphe que dans les liqueurs concentrées; c'est pour cette rai-

son qu'il faut ajouter de l'eau à la solution alcoolique avant l'évaporation, pour obtenir des cristaux. L'acide rutinique est insoluble dans l'éther. La lenteur avec laquelle il se dépose de ses dissolutions dépend probablement d'une transformation moléculaire qu'il éprouve par l'action de la chaleur, et qui exige du temps pour permettre à la substance de revenir à son état cristallisable primitif. L'acide rutinique se dissout dans les alcalis, et forme des combinaisons incristallisables ayant peu de stabilité. Le sel potassique dissous dans l'eau ou l'alcool se colore rapidement, et son acide se transforme en une substance brune. Le sel ammoniac, exposé à l'air, perd peu à peu toute l'ammoniaque, et l'acide reste. L'acide rutinique forme des précipités dans les sels de cuivre et d'argent. Ce dernier se décompose avec réduction d'argent à l'état métallique.

L'acide, cristallisé et desséché à 100°, pour formule: $C^{12} H^6 O^8 = C^{12} H^6 O^6 + 2HO$.

S

SABADILLINE. Matière cristalline, blanche, obtenue par M. Couerbe en faisant bouillir avec de l'eau la vétrine impure, précipitée par un alcali. La sabadilline cristallise, par le refroidissement de la liqueur, en prismes hexagones, groupés en étoiles. A 200°, elle fond en une masse résinoïde, en perdant 0,35 pour cent d'eau. Elle est insoluble dans l'éther et soluble dans l'eau bouillante, et forme avec les acides des sels cristallisables. D'après M. Simon, la sabadilline de M. Couerbe n'est autre chose qu'un composé double de résinate de soude et de résinate de vétrine.

SACCHARIMÉTRIE. Procédé propre à faire connaître la quantité de sucre contenue dans la betterave ou dans tout autre produit sucré. Ce procédé repose sur une réaction remarquable découverte par M. Frammer; ce chimiste a reconnu que le sucre de raisin réduit immédiatement le bioxyde de cuivre dissous dans la potasse caustique, tandis que le sucre de canne n'agit pas sur cette dissolution.

M. Barreswil s'est assuré que la réduction était proportionnelle à la quantité de sucre engagé dans la réaction. Comme on peut toujours convertir le sucre de canne en sucre de raisin en faisant bouillir sa dissolution avec quelques gouttes d'acide sulfurique, le procédé de M. Barreswil peut s'appliquer à la détermination de l'un ou de l'autre sucre, et même à la détermination de leur mélange.

L'exécution du procédé consiste à préparer une liqueur normale de cuivre, dont un volume déterminé détruit une quantité de sucre connue. Cette liqueur cuivreuse se prépare en dissolvant ensemble du sulfate de cuivre, du tartrate de potasse et de la potasse caustique. On obtient ainsi une liqueur bleue que l'on mesure, et que l'on porte à l'ébullition dans

une petite capsule de porcelaine: on y ajoute ensuite, goutte à goutte, la solution de saccharine contenue dans une burette graduée. A chaque addition, il se produit un nuage jaune d'hydrate cuivreux qui surnage la liqueur, et se convertit bientôt en une poudre rouge intense de protoxyde de cuivre qui se dépose. On arrive ainsi à détruire entièrement la coloration bleue; on s'arrête alors, et le volume de la liqueur sucrée, employé pour obtenir ce résultat, se trouve renfermer précisément la quantité de sucre à laquelle correspond la mesure de liqueur cuivreuse.

SACCHARIQUE (Acide). Liqueur sirupeux (à l'état concentré), incolore, franchement acide, et déposant des cristaux incolores par un repos prolongé. Les résultats différents obtenus par les chimistes qui se sont occupés de l'étude de l'acide saccharique, ont engagé M. Heintz à entreprendre à ce sujet de nouvelles recherches. (*Annalen der Chemie*, année 1841.)

M. Heintz prépare l'acide saccharique en traitant une partie de sucre de canne par 5 parties d'acide nitrique d'une densité de 1,023; le mélange est porté à une température qui ne dépasse pas 30 degrés, afin d'éviter la formation de l'acide ovalique.

Par l'addition du carbonate de potasse, il se produit un saccharate acide de potasse très peu soluble. Pour isoler l'acide saccharique, il faut décomposer le saccharate de cadmium par l'hydrogène sulfuré, car le sel de plomb a une tendance à former des sels doubles; et l'excès d'acide sulfurique nécessaire pour décomposer le sel de baryte altère l'acide saccharique.

Cet acide, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, peu soluble dans l'éther, paraît être,

contrairement aux assertions de MM. Guérin Varry et Erdmann, tout à fait incristallisable.

M. Heintz a préparé et analysé les saccharates suivants, en général peu solubles dans l'eau :

Saccharate acide de potasse $C^{12} H^{18} O^{15} + KO$,

Saccharate neutre de potasse $C^6 H^8 O^7 + KO$.

Saccharate acide d'ammoniaque $C^{12} H^{18} O^{15} + N H^3$, HO.

Saccharate de magnésic $C^6 H^8 O^7 + Mg O + 3 HO$ (desséché à 100 degrés).

Saccharate de baryte $C^6 H^8 O^7 + Ba O$.

Saccharate de chaux $C^6 H^8 O^7 + Ca O$, HO.

Saccharate de zinc $C^6 H^8 O^7 + Zn O$, HO.

Lorsqu'on traite directement le zinc métallique par l'acide saccharique, on obtient un sel presque insoluble dans l'eau, et qui a pour formule : $C^{12} H^{18} O^{15} + 2 Zn O$.

Saccharate de cadmium $C^6 H^8 O^7 + Cd O$.

Sel double de plomb ($C^6 H^8 O^7 + Pb O$) + ($N O^5 Pb O$).

Saccharate de bismuth $C^6 H^8 O^7 + Bi^2 O^3$.

Saccharate d'argent $C^6 H^8 O^7 + Ag O$.

L'analyse de ces différents saccharates conduit à la formule $C^6 H^8 O^7$ pour l'acide saccharique anhydre. M. Heintz n'a pu parvenir à dessécher convenablement l'acide saccharique libre, pour le soumettre à l'analyse.

Ce résultat, d'accord avec la composition que déjà M. Hesse avait assignée à l'acide saccharique, diffère de la formule $C^4 H^6 O^6$, attribuée, par M. Guérin-Varry, à ce même acide, qu'il appelle *acide oxalhydrique*.

SACCHULMINE. Matière identique avec l'ulmine. Elle a été obtenue par MM. Malaguti et Boullay, en faisant bouillir longtemps le sucre avec l'acide sulfurique étendu (10 p. de sucre, 30 p. d'eau et 1 p. d'acide sulfurique). Elle se dépose de la liqueur, sous forme de paillettes brunes, cristallines souillées d'acide sacchulmique, qu'on enlève à l'aide de l'ammoniaque.

SACCHULMIQUE (Acide). Cet acide s'obtient en même temps que la sacchulmine (Voyez SACCHULMINE). Il se dissout dans les alcalis, et en est précipité, sous forme de flocons bruns, par les acides. A l'état sec, il est brun, pulvérulent, insoluble dans l'alcool et l'éther. Par une ébullition prolongée dans l'eau, il perd sa solubilité dans l'ammoniaque, et se convertit en sacchulmine. MM. Malaguti et Boullay lui assignent la formule : $C^2 HO$.

SAFRAN. Stigmates de la fleur du *Crocus sativus*. L'alcool enlève à l'extrait aqueux du safran une matière colorante jaune, très-soluble dans l'eau et l'alcool, et insoluble dans l'éther et les huiles. La solution de cette matière, d'une faible odeur de miel, colore l'acide sulfurique d'abord en blanc foncé, puis en brun.

SALHYDRAMIDE. (Synonyme : *Salicymide*.) On obtient ce corps en dissolvant à froid de l'hydrure de salicyle dans 3 ou 4 fois son volume d'alcool, et en ajoutant une quantité

d'ammoniaque aqueuse égale à celle de l'hydrure employé. Il se produit immédiatement des aiguilles d'un blanc jaunâtre, et bientôt tout le liquide se prend en masse. Par une douce chaleur, le tout se dissout complètement, et il se dépose, par le refroidissement, des cristaux jaune doré de salhydramide. Si l'on prend moins d'alcool, ou si l'on ajoute de l'eau à la liqueur devenue limpide par l'échauffement, et avant qu'elle dépose des cristaux, le mélange se trouble, et il s'y précipite une huile jaune brunâtre qui se concrète au bout de quelque temps; c'est également de la salhydratoïde. Mais ce corps, une fois cristallisé, ne fond plus, ni dans l'alcool chaud, ni dans l'eau chaude.

A froid, la salhydramide est très peu soluble dans l'alcool; mais elle se dissout assez rapidement dans environ 30 parties d'alcool bouillant, d'où elle se précipite par le refroidissement à l'état cristallisé. La solution possède une réaction fortement alcaline. L'eau ne paraît pas dissoudre ce corps; la solution alcoolique est précipitée par elle. Toutefois, en y ajoutant d'abord de l'ammoniaque, on peut y mélanger de l'eau sans que la solution se trouble; mais alors elle brunit également à l'air, comme l'eau mère ammoniacale, en absorbant son volume d'oxygène. Si l'on verse de l'ammoniaque aqueuse sur la salhydramide et qu'on l'abandonne à l'air, elle se décompose peu à peu en une poudre vert jaunâtre, pendant que l'eau et l'ammoniaque se vaporisent. La salhydramide pure, ainsi que sa solution, ne s'altère point à l'air; par la dessiccation au bain-marie elle ne perd rien de son poids. Chauffée à 500°, elle fond en une masse jaune brunâtre, et donne un sublimé blanc fort léger. Le résidu se prend par le refroidissement en une masse diaphane. A une température plus élevée, elle se carbonne. Par l'ébullition avec de la potasse caustique, la salhydramide dégage beaucoup d'ammoniaque, et laisse du salicylure de potassium. Une lessive de potasse étendue peut être mélangée avec la solution de salhydramide sans la décomposer. Les acides faibles ne décomposent pas à froid la salhydramide; toutefois, quand on vient à chauffer le mélange, il se développe de l'ammoniaque, et l'on obtient de l'hydrure de salicyle.

Formule de la salhydramide : $C^8 H^{16} N^4 O^6$. La salhydramide se forme donc de la même manière que l'hydrobenzamide de M. Laurent, par la décomposition de l'hydrure de benzole : 5 atomes d'hydrure de salicyle agissent sur 2 at. d'ammoniaque, en séparant 4 atomes d'eau, comme dans la formation de la benzhydramide.

Salhydramide de cuivre. On l'obtient à l'état de pureté, en mélangeant une solution de salhydramide très-étendue, et légèrement refroidie, avec de l'acétate de cuivre ammoniacal. La liqueur prend immédiatement une couleur vert émeraude, et se dépose, au bout de 10 à 12 minutes, des lamelles fort brillantes,

de même couleur, et réunies sous forme de croix, en même temps que la solution se décolore. Le sel de cuivre précipite complètement la salhydramide. Les cristaux, lavés à l'alcool, présentent à l'état sec une couleur vert nacré. Ce même corps obtenu dans une solution aqueuse, à l'aide de l'alcool et de l'ammoniaque, possède une teinte vert bleuâtre assez clair. Il est presque insoluble dans l'eau et l'alcool, de sorte qu'on ne parvient pas à le purifier par de nouvelles cristallisations. L'insolubilité de ce sel permet d'extraire l'hydrure de salicyle des eaux de lavage provenant des autres sels. Les acides étendus, l'acide chlorhydrique, par exemple, dissolvent ce sel avec une teinte verte, et l'abandonnent quand on les neutralise par un alcali, lors même que ce dernier est employé en léger excès.

Quand on le chauffe avec des acides concentrés, il donne un sel de cuivre et un sel ammoniacal, en mettant en liberté de l'hydrure de salicyle.

Salhydramidure de plomb. Selon toute vraisemblance, il existe deux combinaisons de salhydramide avec l'oxyde de plomb. L'une s'obtient lorsqu'on mélange une solution d'acétate de plomb neutre avec 10 fois son volume d'alcool, et qu'après y avoir versé un peu d'ammoniaque, on y ajoute une solution de salhydramide dans l'alcool ammoniacal, tant que le précipité, qui se produit d'abord, se redissout dans la liqueur chaude. Par le refroidissement, le liquide laisse déposer une poudre grenue et jaune doré, qui, lavée à l'alcool froid et séchée, présente l'aspect d'un jaune de chrome foncé. L'autre combinaison se produit lorsqu'on mélange la salhydramide avec de l'ammoniaque aqueuse, et qu'on y ajoute ensuite à froid la solution d'acétate de plomb. Elle est jaune clair, floconneuse, et devient électrique quand on la frotte à l'état sec. (Voyez le Mémoire de M. Etting dans *Annalen der Chemie*, année 1811.)

SALICINE. Matière cristalline, blanche, découverte par le Roux et Buchner dans l'écorce et les feuilles de toutes les espèces de saule. Pour l'obtenir, on épuise l'écorce et les feuilles de saule par l'eau bouillante. Pendant qu'on concentre le digestum par l'ébullition, on y ajoute de l'oxyde de plomb jusqu'à décoloration de la liqueur. On enlève l'oxyde de plomb par l'acide sulfurique, et l'acide sulfurique par le chlorure de baryum; et la liqueur donne, par l'évaporation, la salicine cristallisée en aiguilles ou en lames incolores, d'un éclat satiné, sans odeur, et d'une saveur amère. Chauffée à 100°, elle ne perd pas de son poids; à 120°, elle fond, et se décompose à une température plus élevée, en brûlant avec une flamme très-éclairante et laissant, pour résidu, un charbon poreux. La salicine est très-soluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool; elle se dissout dans environ 6 parties d'eau froide, mais elle est insoluble dans l'éther et les huiles grasses. Elle se dissout dans l'acide sulfurique

avec une coloration rouge de sang. Soumise à la distillation avec un mélange d'acide sulfurique et de bichromate de potasse, la salicine donne naissance à de l'acide salicyleux (*hydrure de salicyle*), à de l'acide carbonique, à de l'acide formique et à une matière résineuse. Formule : $C^{12} H^{13} O^{16} + ClHO$.

L'action que la potasse en fusion exerce sur la salicine prouve, ainsi que les nombreuses observations de M. Piria l'ont fait voir, que cette substance se compose pour ainsi dire de deux parties bien distinctes, de sorte que dans toutes les réactions tant soit peu énergiques elle fournit toujours des produits appartenant à deux séries bien différentes. L'acide chromique décompose la salicine, d'une part, en hydrure de salicyle, et, d'autre part, en acide formique et en acide carbonique; l'acide sulfurique produit de la salirétine et du sucre de raisin; enfin la potasse fondante transforme la salicine en acide salicylique, acide oxalique et acide carbonique. Or, l'acide carbonique, l'acide formique, l'acide oxalique, s'obtiennent directement par l'oxydation du sucre; de même la salirétine appartient à la même série que l'hydrure de salicyle.

La salicine peut, sous ce rapport, se comparer à l'amygdaline ($C^{20} H^{27} N^{11} O^{23}$), dont la molécule, tout aussi complexe, se dédouble, sous l'influence des agents puissants, en plusieurs produits appartenant à trois séries particulières, savoir, en sucre, en hydrure de benzéole, et en acide prussique. (Gerhardt.)

SALICYLE. Radical hypothétique ($C^{14} H^{15} O^4$) qui entre dans la composition des acides salicyleux (hydrure de salicyle) et salicylique.

SALICYLEUX (Acide). Synonymes : *Hydrure de salicyle* (Piria); *Acide^ospiroilhydrique* (Etting). Liquide oléagineux, incolore, inflammable, et d'une densité de 1,1751. Ce corps, qui a quelque importance théorique dans la constitution des acides organiques, existe dans l'huile essentielle de reine des prés (*Spiraea ulmaria*); il a été artificiellement produit par Piria en distillant un mélange de 1 partie de salicine, 1 p. de bichromate de potasse, 2 1/2 p. d'acide sulfurique concentré, et 20 p. d'eau. On l'extrait de l'huile essentielle de reine des prés, en distillant les fleurs de *Spiraea ulmaria* avec une dissolution étendue de potasse.

L'acide salicyleux retiré des fleurs de *Spiraea ulmaria* bout à 182°; celui obtenu artificiellement par Piria bout à 196°. L'un et l'autre ont la même composition élémentaire. (Etting.) Il a une odeur aromatique agréable, et une saveur brûlante. Il se solidifie à -20°. Il est soluble dans l'alcool, l'éther et l'eau. Le brome et le chlore lui enlèvent 1 équivalent d'hydrogène, et le remplacent par 1 équivalent de brome ou de chlore, en formant un acide bromosalicylique ou chlorosalicylique. C'est cette réaction qui a fait considérer l'acide salicyleux comme une combinaison de 1 équivalent

valent d'hydrogène avec un radical particulier, appelé salicyle; et l'acide salicyeux reçut le nom d'*hydrure de salicyle*. Par l'action d'un excès d'hydrate de potasse, il se convertit en acide salicylique, en perdant de l'hydrogène. Formule : $C^{14} H^5 O^3 + H^2$.

L'acide salicyeux (hydrure de salicyle) forme des composés salins en général cristallisables (*salicylites* ou *salicylures*).

Salicylite de potasse acide. On l'obtient en dissolvant le salicylite de potasse neutre dans l'alcool, et en y ajoutant assez d'hydrure de salicyle pour qu'une petite quantité de mélange, prise pour essai, dépose par le refroidissement, non pas des cristaux feuilletés, mais des cristaux aciculaires. Ce sel cristallise en aiguilles minces d'un blanc jaunâtre, groupées sous forme de houpes comme la quinine; il devient parfaitement incolore par les lavages. A l'état humide, il s'altère facilement par l'action de l'air.

Salicylite de soude. Il se prépare de la même manière que le sel de potasse précédent. Il constitue des aiguilles blanches qui supportent 140° sans jaunir. Si on les chauffe davantage, elles dégagent des vapeurs qui se condensent en gouttelettes incolores sur les parois du vase où l'on opère.

Salicylite de plomb. On l'obtient en mélangeant une dissolution alcoolique ou aqueuse d'hydrure de salicyle avec de l'acétate de plomb basique ou ammoniacal. Dans la solution alcoolique, il ne se précipite pas immédiatement, mais seulement après qu'il s'en est formé une certaine quantité dans le liquide. Lorsqu'on chauffe celui-ci, le sel s'y dissout et se dépose, par le refroidissement, en grains jaune foncé. Précipité à froid, ce sel présente d'abord un aspect floconneux, mais peu à peu il devient grenu; et si l'on emploie un excès d'hydrure de salicyle, il se produit dans le précipité des cristaux jaune foncé et transparents.

Salicylite de cuivre. On le prépare aisément en dissolvant de l'hydrure de salicyle dans 90 à 60 fois son volume d'alcool, et en y mêlant à froid une solution aqueuse d'acétate neutre de cuivre. La liqueur prend immédiatement une teinte d'un beau vert émeraude, et dépose, quelques minutes après, des cristaux brillants. En même temps que la solution surnageante se décolore. Cette dernière, saturée par un peu d'alcali (il faut éviter l'emploi de l'ammoniaque, qui donnerait un produit particulier), fournit une nouvelle quantité de cristaux.

SALICYLIQUE (Acide). Produit cristallin, blanc, qui s'obtient en chauffant l'acide salicyeux avec de l'hydrate de potasse jusqu'à ce que la masse brune soit entièrement décolorée. Du reste, ce produit paraît se former dans beaucoup de réactions des alcalis sur les matières organiques. Il est volatil, soluble dans l'eau et l'alcool; sa dissolution a une saveur doucereuse qui irrite la gorge. L'acide salicylique a été découvert par M. Piria, qui lui a

donné pour formule : $C^{14} H^5 O^5 + H^2$. Il forme avec l'oxyde argentique un composé salin, blanc, pulvérulent, et insoluble dans l'eau.

SALICYMIDE. Voyez SALYDRAMIDE.
SALIGÉNINE. M. Piria est parvenu à dédoubler la salicine en glucose et en un autre corps qu'il nomme *saligénine*. Cette séparation s'effectue au moyen d'une solution de synaptase. Après quelques heures de contact, on agite le mélange avec l'éther, qui s'empare de la saligénine, et vient nager à la surface du liquide aqueux, où la glucose reste en dissolution.

La saligénine s'obtient par l'évaporation spontanée du solumum éthéré. Elle cristallise en larges tables nacrées. Avec les sels peroxyde de fer, elle donne une belle couleur bleu indigo; l'acide sulfurique concentré la colore en rouge intense; les acides étendus la transforment à chaud en salirétine; avec les corps oxydables, elle donne de l'hydrure de salicyle, et de l'acide nitro-pierique avec l'acide nitrique. On voit que ces caractères, joints à ceux de la glucose, représentent ceux de la salicine.

SALIRÉTINE. Matière d'un blanc jaunâtre, résiniforme. On l'obtient en portant à l'ébullition une dissolution de salicine dans l'acide sulfurique ou chlorhydrique étendu d'eau. La salirétine, insoluble dans l'eau et l'ammoniac, se dissout facilement dans l'alcool, l'éther, et l'acide acétique concentré. Elle se dissout également dans les alcalis, d'où elle est précipitée par les acides. L'acide sulfurique concentré la colore en rouge de sang, et l'acide nitrique la change en acide carbazotique. Formule : $C^{30} H^{15} O^7 + H^2$ (Piria).

M. Gerhardt paraît considérer la salirétine comme un isomère du phénol et de la créosote (*Revue scientifique*, année 1842).

SALIVE. Liquide légèrement alcalin, sécrété par les glandes salivaires des animaux mammifères. La salive de l'homme renferme, outre l'eau, environ $\frac{7}{1000}$ d'une matière animale soluble, appelée *ptyaline*, sans compter des quantités variables de sel marin, de sulfate ou lactate de soude, de phosphates et carbonates terreux. La ptyaline est une matière gluante qui paraît être destinée à faire glisser plus faiblement les aliments dans l'œsophage. La salive renferme aussi une certaine quantité de sulfocyanure de potassium, qu'on reconnaît en ce qu'il colore en rouge de sang les sels de peroxyde de fer.

SALPÊTRE. Voyez NITRE.

SALSEPARINE. Voyez SMILACINE.

SANBARAQUE. Résine odorante extraite de *Juniperus communis* des pays tropicaux. Voyez RÉSINE.

SANG. Liquide organisé, formé de globules colorés nageant au sein d'un liquide incolore. En l'abandonnant à lui-même, on voit les globules se rassembler dans un réseau de fibrine ou d'albumine coagulée (*caillot*), et le liquide qui se sépare (*serum*) n'est que de l'eau

tenant en dissolution une certaine quantité d'albumine et des sels de potasse et de soude. Les globules ont l'aspect de disques minces environ d'un cinquième de millimètre de diamètre, offrant à leur centre une dépression plus ou moins marquée. Ces globules ont une grande tendance à s'agglomérer et à cheminer par 15, 20, 50, etc. Ils paraissent très-élastiques, et susceptibles de prendre toutes espèces de formes. Au bout de quelque temps, ils prennent un aspect framboisé. Il se pourrait bien que la fibrine ne fût qu'un détritus de ces globules, car l'existence de la fibrine dans le sang ne s'explique guère autrement. Si, au lieu d'abandonner le sang à la coagulation spontanée, on le fait tomber, au sortir de la veine, dans de l'eau sucrée ou dans une liqueur qui empêche le sang de se coaguler, et qu'on le jette sur le filtre, on remarque que le liquide qui passe est entièrement exempt de globules qui restent intacts sur le filtre. On a conclu de cette expérience que la fibrine existe indépendamment des globules, et qu'elle appartient exclusivement au sérum, ou elle se coagule. Les globules contiennent la matière colorante ou l'hématosine, dont l'extraction présente quelques difficultés. Voyez HÉMATOSINE. La matière colorante contient toujours du fer (environ 2 pour 100). Dans la fibrine et l'albumine il n'y a pas de trace de fer. (Voyez ALBUMINE et FIBRINE.)

Composition du sang veineux normal :

1. *Partie sèche.*

Caillot	130	}	fibrine 4
			hématosine 3
			albumine 113

2. *Partie liquide.*

Sérum composé de :	
eau	790
(tenant en solution)	
albumine	63

Carbonates de soude, de chaux, de magnésie; sel marin;	}	2
Chlorure de potassium; sel ammoniac;		
Sulfate de potasse; phosphates de soude, de chaux de magnésie;		
Lactate de soude; acides gras libres ou combinés: cholestérine, séroline.		

Dans le sang non incinéré, la quantité de sulfate et de phosphate est moindre; car une partie de soufre et de phosphore se convertissent en acides sulfurique et phosphorique.

On a proposé plusieurs méthodes pour analyser le sang. Voici celle de M. Simon, de Berlin. On bat du sang récemment tiré, pour en séparer la fibrine. On lave cette dernière jusqu'à ce qu'elle soit parfaitement blanche, et, après l'avoir séchée à 110° dans un bain de chlorure de calcium, on en détermine le poids. On la traite ensuite à plusieurs reprises par de l'éther bouillant, pour en extraire les matières grasses. Une quantité pesée de sang exempt de fibrine est chauffée dans l'eau bouil-

lante et desséchée au bain marin, puis chauffée pendant quelque temps à 110°. On détermine la quantité d'eau par la perte éprouvée. Ensuite on réduit en poudre fine le sang desséché, et on en pèse une certaine quantité (environ 0,5 ou 1 gramme) dans un petit ballon de verre. On en extrait la matière grasse en traitant par l'éther bouillant, et cela à 3 ou 6 reprises différentes; et on fait bouillir ensuite le sang ainsi purifié avec de l'alcool de 0,913, tant que celui-ci se colore. Les parties insolubles dans ce véhicule se déposent complètement quand on abandonne le mélange au repos, et l'on peut en décanter le liquide surnageant pendant qu'il est encore chaud. Ce dernier se trouble par le refroidissement. Dès que l'alcool ne se colore plus, on a un résidu d'albumine plus ou moins colorée par un peu d'hématosine. Les extraits alcooliques déposent une masse de globules (hématoglobuline); on évapore au bain-marie le liquide trouble jusqu'à siccité, on réduit le résidu en poudre fine, on l'humecte d'un peu d'eau, et on l'abandonne pendant quelque temps à une douce chaleur. Ensuite on y ajoute l'hématoglobuline. La séparation de cette dernière matière est fort difficile. M. Simon y a reconnu la présence de l'urée dans une plus grande portion de sang, en précipitant celui-ci par de l'alcool anhydre; l'urée reste alors en dissolution avec le sucre, avec les matières extractives et quelques sels. On évapore la dissolution, on extrait le résidu par de l'alcool anhydre, et on précipite enfin cette nouvelle dissolution par de l'acide nitrique. L'hématoglobuline qui reste à l'état insoluble est traitée par de l'alcool de 0,85, aiguisé d'un peu d'acide sulfurique, tant que le liquide se colore. Il reste du sulfate de globuline, que l'on sèche après l'avoir lavé convenablement. On sursature la solution alcoolique de sulfate de globuline par de l'ammoniaque, on filtre, et, après avoir évaporé à siccité, on lave le résidu avec de l'eau. L'hématosine qui reste alors n'est pas pure; elle contient encore un peu de matière grasse et de l'hémophéine, dont on ne la débouille pas toujours. Pour avoir de l'hématosine à l'état de pureté, et pour en extraire l'hémophéine, on épuise le résidu précédent avec de l'éther, ensuite avec de l'eau, et enfin avec de l'alcool bouillant. Ce dernier laisse l'hémophéine mélangée d'un peu d'hématosine. On évapore la solution à siccité, et on extrait l'hémophéine par de l'alcool à froid, qui laisse l'hématosine à l'état insoluble.

Dans le sang des hommes sains, d'un âge pas trop avancé, les globules sont en très-grande quantité. La proportion des matériaux solides y est à peu près de 20 centièmes; celle de la fibrine ne paraît guère dépasser 2,5 millièmes: l'hématosine contenue dans les globules varie entre 3 et 6,3 centièmes. Le sang d'individus plus jeunes diffère du précédent, tant par la plus grande proportion de matériaux solides que par le chiffre élevé des globules. Le

sang tiré des veines, des artères et de la veine-porte présente des différences très-considérables; le sang artériel renferme plus de globules, celui de la veine porte contient le plus de graisse et de matières extractives. Ces différences ressortent encore davantage, si l'on calcule les résultats obtenus par des quantités égales de sang liquide. On trouve encore que le sang de la veine-porte renferme le plus de matériaux solides et le moins de fibrine.

Dans les maladies où la circulation est extrêmement rapide, la composition du sang diffère considérablement de la composition normale. Le sang, ainsi modifié, se distingue par le chiffre élevé de la fibrine et par la petite quantité de globules, ainsi que par la faible proportion d'hématosine contenue dans les globules. Quant aux individus affectés de la maladie de Bright, sa composition n'est pas toujours la même; cependant on est frappé de la proportion considérable d'hématosine que renferment les globules. Il est difficile d'expliquer ce fait; l'état pathologique des reins doit certainement exercer une influence très-prononcée sur le sang. J'ai constaté moi-même, par des recherches microscopiques, que les globules du sang sont considérablement diminués dans la chlorose. (HOEFER, Thèse sur la nature de la chlorose, janvier 1840.) Andral et Gavarret, dans leurs recherches chimico-pathologiques du sang, sont arrivés à diviser les maladies en quatre classes, fondées sur les changements dans les proportions des principes du sang. La première classe comprend les maladies dans lesquelles la fibrine est constamment augmentée; de ce nombre sont les inflammations ou phlegmasies. Toutes les fois que le sang d'un malade présente plus de 5 millèmes de fibrine, il y a, suivant M. Andral, phlegmasie. La deuxième classe comprend les maladies dans lesquelles la fibrine diminue plutôt qu'elle n'augmente; par exemple, les fièvres ou pyrexies. La troisième classe renferme des maladies où la diminution des globules est constante; telles sont la chlorose, les hydro-pisies et les maladies saturnines. Dans la quatrième classe sont rangées les affections morbides où l'altération du sang ne porte que sur le sérum, alors moins riche en albumine. Tel est le cas de l'albuminurie.

SANG-DRAGON. Matière d'un rouge vermillon, insipide, inodore, soluble dans l'alcool et l'éther. Elle se retire d'une espèce de palmier (*Dracena draco*). On s'en sert dans la fabrication des vernis rouges.

SANGUINARINE. Suivant Dahna, on extrait la sanguinarine de la racine du *Sanguinaria canadensis* (famille des papavéracées), en l'épuisant par de l'alcool absolu, et découposant la solution par de l'eau et de l'ammoniaque; il se produit ainsi un précipité rouge, qui est lavé et bouilli avec de l'eau et du charbon animal. L'eau ayant été décantée, on épulse par l'alcool le mélange d'alcali et de charbon; après avoir filtré, on évapore l'alcool; l'al-

cali reste alors à l'état d'une masse grise.

Il est préférable d'employer, pour l'extraction de la sanguinarine, la méthode suivante, dont se servit M. Probst dans le traitement de la grande chélideine pour la préparation de la chélérythrine, qui paraît être identique avec la sanguinarine.

On épulse par l'éther la racine rédnite en poudre et desséchée, et, après avoir filtré la solution, on y fait passer un courant de gaz chlorhydrique. Il se précipite du chlorhydrate de sanguinarine à l'état impur, que l'on jette sur un filtre. Après l'avoir séché à une douce chaleur, on le dissout dans l'eau bouillante, et l'on y ajoute un excès d'ammoniaque. On lave sur le filtre le précipité qui se produit ainsi; puis, après l'avoir séché, on le dissout dans l'éther. On agite la solution éthérée avec du charbon animal récemment calciné, jusqu'à ce que, le charbon s'étant déposé, le liquide paraisse entièrement incolore. La solution filtrée donne, par le gaz chlorhydrique, un magnifique précipité écarlate de chlorhydrate de sanguinarine pur. L'ammoniaque étant précipitée de la solution aqueuse de ce sel, la sanguinarine reste à l'état de flocons blancs, quelquefois couleur de chair ou légèrement jaunâtres, qui, lavés et desséchés, se présentent sous forme d'une poudre jaune et cohérente.

Il y a aussi de l'avantage à épulser la racine par l'eau agulsée avec de l'acide sulfurique, et à précipiter par l'ammoniaque la sanguinarine de la liqueur filtrée. Après l'avoir lavée et desséchée, on la dissout dans l'éther, on filtre, et l'on traite comme précédemment la liqueur éthérée par du charbon animal.

Lorsqu'on emploie le premier procédé, il reste en dissolution dans l'éther, après la première précipitation avec le gaz chlorhydrique, une légère portion de sanguinarine, mélangée avec une résine brune et onctueuse. On l'obtient en chassant l'éther par la distillation, extrayant la sanguinarine de la résine par l'eau bouillante chargée d'acide sulfurique, et précipitant cette solution par l'ammoniaque. La sanguinarine constitue une poudre jaune, friable, insipide, excitant beaucoup l'éternuement, et se colorant immédiatement en rouge dans une atmosphère ne contenant qu'une légère quantité de vapeurs acides. Elle est insoluble dans l'eau, fort soluble dans l'alcool et l'éther. La solution alcoolique est très-amère, et présente une réaction alcaline fort prononcée. Par la chaleur, elle fond en une huile, et brûle sans laisser de résidu. Elle neutralise parfaitement les acides, et forme avec eux des sels rouges, bien solubles dans l'eau et d'une grande amertume. Le bichlorure de platine les précipite en rouge orangé, l'infusion de noix de galle les précipite en rouge jaunâtre. L'acide nitrique concentré décompose la sanguinarine.

M. Schiel assigne à la sanguinarine la formule: $C_{74} H_{115} NO^8$.

Chlorhydrate de sanguinarine. Ce sel,

préparé comme nous venons de l'indiquer, se présente sous la forme d'une masse rouge, agglomérée et friable. Examinée au microscope, la poudre de ce sel apparaît comme un amas de petits cristaux bien distincts. Il est fort soluble, surtout à chaud, dans l'eau et l'alcool, mais il est insoluble dans l'éther.

SANTALINE. Pelletier, le premier, fit l'analyse, en 1814, du bois de santal, et enisola le principe colorant rouge, qu'il désigna sous le nom de *santaline*. En 1852, il fit l'analyse élémentaire de cette substance, et la représenta par la formule $C^{16}H^{16}O^{32}$. Il la regarda comme nue matière colorante acide, en raison de son affinité pour les bases salifiables. Voici comment M. Pelletier s'exprime à ce sujet : « La dissolution de la santaline dans l'éther sulfurique ne se fait pas instantanément; elle n'a lieu que par un contact prolongé, et la solution, au lieu d'être rouge comme dans l'alcool, est orangée et même jaune, si l'on agit sans le contact de l'air. Par l'évaporation spontanée de l'éther à l'air libre, on obtient la matière colorante d'un rouge superbe. Si on évapore promptement l'éther dans le vide, la couleur est beaucoup moins intense, souvent même elle est entièrement jaune. On remarque aussi que, quelque privé d'eau que soit l'éther que l'on emploie, et bien que la santaline ait été parfaitement desséchée, il reste toujours de l'eau après l'évaporation de la teinture éthérée; il arrive même souvent qu'on obtient de la glace, lorsque l'évaporation de l'éther se fait rapidement sous la cloche de la machine pneumatique. Comment expliquer ces phénomènes? On serait tenté de croire qu'en se dissolvant dans l'éther, la santaline perdrait une portion de son oxygène, qu'il se formerait de l'eau aux dépens de l'hydrogène de l'éther, et qu'ensuite la santaline, par son exposition à l'air, reprendrait toute l'intensité de sa couleur en absorbant de l'oxygène. Du reste, pour donner cette explication avec quelque confiance, il faudrait d'autres faits à l'appui. »

Le bois de santal fut traité par l'éther, qui se colora fortement en rouge foncé. Le liquide, évaporé jusqu'aux deux tiers, fut mélangé avec de l'hydrate plombique. Il se forma une abondante laque rouge foncé de santalate de plomb. Ce sel, lavé sur un filtre, puis délayé dans l'eau, fut soumis à un courant d'acide sulfhydrique. On filtra, et on obtint un liquide à peine coloré en jaune. Par son évaporation sous le vide, il fournit une poudre blanchâtre cristalline; c'était la *santaline* pure.

Cette poudre absorbe facilement l'oxygène de l'air. Quand on la fait bouillir avec de l'eau, elle se colore en rouge. Les alcalis, potasse, soude et ammoniac, lui font acquérir instantanément une couleur rouge foncé. Les acides acétique, azotique, chlorhydrique et sulfurique, étendus, la dissolvent en la colorant en rouge. Elle se combine avec l'oxyde

plombique, et le sel est coloré en rouge brun. Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Les solutions se colorent en rouge sur les bords. Une goutte d'un alcali foncé immédiatement la nuance. La santaline en solution, soumise à l'ébullition, laisse déposer, par le refroidissement, une poudre rouge, dans laquelle on distingue, au moyen du microscope, une foule de petites aiguilles d'un rouge vif; c'est la *santalène*.

Calcinée dans un tube, elle ne donne aucun produit azote. (Preisser).

SANTONINE. Matière blanche, cristalline, insipide, inodore, découverte par Kahler et Alms dans les sommités fleuries de plusieurs espèces d'*Artemisia*. Sa densité est 1,217; elle fond à 168°, et se volatilise sans décomposition. Elle est soluble dans l'alcool, l'éther, et peu soluble dans l'eau à froid. Elle jaunit sous l'influence de la lumière. M. Ettling lui assigne la formule : C^6H^5O .

SAPONIFICATION. Combinaison des bases alcalines avec les acides des corps gras, et formation de savons. Voyez SAVONS.

SAPONINE. Matière blanche, incristallisable, qui s'obtient en épuisant par de l'alcool bouillant de 56 B. la poudre de la racine de saponaire (*Saponaria officinalis*). Elle est d'une saveur douceâtre, styptique; c'est un sternutatoire très-énergique. Agitée avec l'eau, elle produit une mousse savonneuse. Elle est insoluble dans l'éther, et se dissout assez bien dans l'alcool aqueux. L'acide nitrique la convertit en une résine jaune, en acide oxalique et acide mucique. Les alcalis la changent en acide saponique. Suivant M. Bussy, la saponine se compose de :

51,0 carbone
7,4 hydrogène
4,16 oxygène.

SAPOXIQUE (Acide). Synonyme : *Acide esculiqué* de M. Frémy. Produit blanc, pulvérulent, soluble dans l'alcool et dans l'eau bouillante, et insoluble dans l'éther. Soumis à la chaleur, il fond en se décomposant. Il se forme par l'action des alcalis sur la saponine. M. Frémy lui assigne la formule : $C^{26}H^{23}O^{12}$.

SARCOCOLLINE. Matière gommeuse, d'un blanc brunâtre, insoluble dans l'éther, soluble dans l'eau et l'alcool. Sa saveur est amère et douceâtre. L'acide nitrique la change en acide oxalique. La sarcocolline a été obtenue par M. Thomson en épuisant la sarcocole (suc concrété du *Penca mucronata*, arbuste de l'Arabie) d'abord par l'éther pour enlever les matières résineuses, puis par l'alcool absolu, qui dissout la sarcocolline. Pelletier lui a assigné la formule : $C^{22}H^{19}O^{10}$.

SATURATION. Ce mot s'applique particulièrement à la combinaison d'un acide avec une base ou réciproquement, de telle façon que les propriétés de l'un et de l'autre corps sont effacées dans le composé (sel) auquel ils ont donné naissance. En ce cas, *saturation* est à peu près synonyme de *neutralisation*.

SAVEUR. Sensation perçue par les extrémités des nerfs (de la cinquième paire), qui s'épanouissent à la muqueuse de la langue. Toute saveur suppose la solubilité; les substances insolubles sans saveur, de même que les matières non volatiles sont sans odeur. La saveur ne paraît pas être une propriété inhérente aux corps, mais une manière d'être des nerfs de la langue, variable suivant la nature des corps.

SAVONS. (Du latin *sapo*.) Pline est le premier auteur qui fasse mention de savon. Il en attribue la découverte aux Gaulois. « Ils le fabriquent, dit-il, avec des cendres et du suif. » (*Hist. nat.* XVIII, 12.)

Les combinaisons que les alcalis produisent s'appellent *savons*; celles auxquelles l'oxyde de plomb donne naissance portent le nom d'*emplâtres*.

La composition de ces corps n'était point connue avant M. Chevreul; on n'en avait que des notions fort vagues, inexactes: aussi tout ce que nous savons aujourd'hui est dû aux admirables recherches de ce chimiste. La découverte du *principe doux des huiles* ou *glycérine*, par Scheele, est le seul fait remarquable qui ait précédé les travaux de M. Chevreul.

Cet illustre savant a fait voir que tous les corps gras renferment, pour la plus grande partie, trois principes particuliers, combinés entre eux dans une foule de proportions. Ces principes sont l'*oléine*, constamment liquide à la température ordinaire et à 0°; la *stéarine* et la *marga. lée*, tous deux solides et fusibles. Ces principes peuvent être considérés comme des combinaisons de l'oxyde de glycérine avec les divers acides gras.

Lorsqu'on traite un principe gras par une base métallique, il y a décomposition: la base s'empare de l'acide gras, et met en liberté l'oxyde de glycérine, qui se sépare à l'état d'hydrate. Si la base réagissante est un alcali, la combinaison qu'elle produit est soluble dans l'eau.

Les savons n'ont point d'odeur; ils ne sont odorants qu'autant qu'ils sont formés par un acide gras volatil.

Lorsqu'on emploie des lessives alcalines concentrées dans la préparation des savons, ceux-ci se rendent à la surface du liquide, tandis que la glycérine demeure en dissolution. Si les lessives sont diluées, le savon produit reste également dissous dans le liquide aqueux, qui se prend alors, par le refroidissement, en une masse onctueuse et filante.

On peut distinguer les savons en *savons durs* ou à base de soude, et en *savons mous* ou à base de potasse.

Les savons mous se préparent ordinairement à l'aide des huiles siccatives: pour leur donner plus de consistance, on y ajoute du sulf ou bien des huiles non siccatives. Ils renferment pour base de la potasse. Les savons durs renferment de la soude, et se fabriquent ordinairement avec les huiles végétales non siccatives, ou avec les

graisses solides. En Angleterre et en France, on les prépare directement avec la soude caustique et les graisses; en Allemagne, on les obtient par la double décomposition des savons de potasse à l'aide du sel marin.

Les savons du commerce qui ont été préparés avec les graisses végétale, se composent d'un mélange d'oléate et de margarate à base d'alcali; dans ceux qu'on produit avec les graisses animales, on rencontre particulièrement du stéarate, du margarate et de l'oléate.

Les savons à base de soude ou de potasse sont fort solubles dans l'eau bouillante et dans l'alcool: lorsqu'on ajoute un excès d'eau à leur dissolution aqueuse, il s'y produit un précipité nacré de margarate ou de stéarate acide à base d'alcali, tandis que de l'alcali libre reste en dissolution.

La consistance des savons dépend particulièrement de la manière dont ils se comportent avec l'eau. Ainsi, les savons durs perdent l'eau qu'ils renferment lorsqu'on les abandonne à l'air: ils se dissolvent dans l'eau avec lenteur, sans s'y diviser. Quant aux savons mous, au contraire, on ne peut pas les sécher à l'air; ils retiennent toujours une certaine quantité d'eau, ce qui les rend mous ou gélatineux. Lorsqu'on les imprègne d'eau, ils se liquéfient, et finissent par se dissoudre entièrement.

Les savons à base de potasse sont en général plus solubles dans l'eau que ceux à base de soude.

On peut considérer le stéarate de soude comme le type des savons durs; ce sel n'éprouve aucun changement sensible lorsqu'on le délaye dans 10 fois son poids d'eau. Le stéarate de potasse produit, au contraire, un mélange épais lorsqu'on le met en contact avec la même quantité d'eau.

L'oléate de soude est soluble dans 10 p. d'eau; l'oléate de potasse se dissout dans 4 p. d'eau, et forme une gelée avec 2 p. de ce liquide. L'oléate de potasse attire l'eau si vivement, que 100 p. exposées à l'air humide en absorbent 162 parties. L'acide margarique se comporte à peu près comme l'acide stéarique. Ainsi, les savons sont d'autant plus mous qu'ils contiennent plus d'oléate; ils ont au contraire d'autant plus de dureté qu'ils renferment plus de stéarate ou de margarate.

Les savons de soude se comportent d'une manière particulière avec le sel marin ou avec une dissolution aqueuse de ce sel, à peu près comme le font les matières animales, la chair musculaire par exemple. Ainsi, ils ne sont pas pénétrés par la dissolution de sel marin lorsqu'elle est assez concentrée, et ne s'y dissolvent pas. Cette propriété caractéristique que les savons de soude présentent également avec l'acétate de potasse et avec d'autres sels, à un moindre degré toutefois; cette propriété, disons-nous, peut être considérée comme la condition principale de la fabrication des savons. C'est d'elle que dépend la séparation de tout l'alcali libre et de la glycérine, et par conséquent l'état de

pureté et d'hydratation sous lequel le savon arrive dans le commerce.

Lorsqu'on porte du savon, tel qu'il se rencontre dans le commerce, et après l'avoir bien divisé, dans une solution de sel marin saturée à la température ordinaire, il surnage sans être mouillé; si l'on fait bouillir le mélange, le savon se répand en tous sens, sous forme de flocons gélatineux, sans donner d'écume. Les flocons se rassemblent sur le liquide aqueux, et se réunissent par le refroidissement en une masse compacte, d'où la solution découle comme l'eau de la graisse.

Lorsqu'on prend de ces flocons pendant que le mélange est encore chaud, et qu'on les laisse refroidir, ils se concrètent en une masse opaque, qui, broyée entre les doigts, se divise en lamelles très-fines sans s'y attacher. Si la solution saline n'est pas saturée, c'est-à-dire si elle renferme moins de sel qu'elle en prend à la température ordinaire ou à l'ébullition, l'eau se partage; le savon en prend alors une certaine quantité, et les flocons se répandent dans le liquide bouillant. Ce produit ne se dissout point par l'ébullition, lors même que l'eau ne renfermerait que 1/100^e de sel marin.

Lorsqu'on laisse refroidir dans le liquide même le savon qui a été chauffé avec une solution de sel marin et rendue alcaline, le savon se rassemble également à la surface, et se concrète en une masse dont le degré de consistance dépend de l'état de concentration de la solution saline; c'est-à-dire qu'elle dépend de l'eau que le savon a prise à la solution saline.

Quand on fait bouillir le savon, pendant un certain temps, avec la solution diluée de sel marin, on voit que les flocons savonneux, imprégnés d'eau, se gonflent si bien que le mélange prend une consistance visqueuse; mais en les mettant sur une spatule, on remarque fort bien qu'ils ne sont pas tenus en dissolution par la solution saline; car celle-ci s'en sépare et s'écoule, tandis que les flocons restent attachés à la spatule. Après le refroidissement, ces flocons, restant alors onctueux et gluants, s'attachent aux doigts, et leur viscosité augmente jusqu'à un certain degré, à mesure qu'ils sont plus chargés d'eau. En continuant à faire bouillir le mélange, on remarque bientôt qu'il change de consistance; à mesure que la solution perd de l'eau par l'évaporation, elle restitue celle-ci en l'enlevant aux flocons, de sorte que ces derniers se divisent de moins en moins; le mélange bouillant continue à écumer, mais les bulles d'écume prennent plus de volume. Il arrive enfin un moment où la solution saline a atteint son point de saturation: avant d'en venir là, elle développe de grosses bulles qui reflètent toutes les couleurs, et peu après toute l'écume disparaît. Le liquide bout alors sans se soulever; tout le savon est ainsi transformé en une masse diaphane, et plus ou moins divisée par la saumure interposée: en cet état le savon et la solution saline ne pren-

rent plus d'eau l'un à l'autre. On puise alors la pâte du savon, et on la coule dans des *mises*; tant qu'elle est encore chaude et molle, on l'agite de manière à effectuer la séparation complète de la saumure. Le savon est alors parlait, et se solidifie par le refroidissement, si bien qu'il cède à peine à la pression du doigt, et ne présente plus aucune viscosité. Lorsqu'on ajoute du sel marin ou une solution concentrée de savon, le savon se sépare à l'état de grumeaux gélatineux, et il se produit un mélange qui se comporte absolument comme le savon solide qu'on a fait bouillir avec une solution étendue de sel marin.

Le carbonate de potasse et la potasse caustique agissent sur les solutions concentrées de savon tout à fait comme le sel marin; c'est-à-dire qu'elles effectuent la séparation du savon, qui est entièrement insoluble dans ces liquides alcalins.

Les réactions dont on vient de parler peuvent s'appliquer sans difficulté à la fabrication des savons. On fait bouillir la matière grasse avec la lessive caustique jusqu'à dissolution complète; la lessive ne doit être concentrée que jusqu'à un certain degré, car il faut qu'elle contienne assez d'eau pour que le savon produit y reste en dissolution. Aiasi, l'on peut, par exemple, faire bouillir des journées entières du suif avec une lessive de potasse de 1,25 de densité, sans qu'il s'en forme de savon; si la lessive est encore plus concentrée, le suif se saponifie en partie, mais le savon produit ne se dissout pas dans le liquide, et vient surnager à l'état d'une masse solide. Si l'on y verse alors de l'eau peu à peu et en maintenant l'ébullition, le mélange s'épaissit à une certaine époque, et, par une plus forte addition d'eau, on obtient une émulsion visqueuse (pâte des savonniers).

Quand on chauffe davantage, cette émulsion se clarifie complètement et devient transparente comme du sirop, s'il y a assez d'alcali; on peut alors la tirer en fils qui, par le refroidissement, tantôt restent transparents, tantôt deviennent opaques et gélatineux.

Il faut continuer l'ébullition ou augmenter la dose d'alcali, tant que la pâte, encore chaude, prise sur une spatule, présente en décollant un aspect trouble et opaque. Lorsque l'alcali prédomine et que néanmoins la pâte est terne, cela provient de ce que la matière n'est pas encore entièrement décomposée ou, qu'il n'y a pas assez d'eau. On s'assure aisément de l'insuffisance de la décomposition en dissolvant dans l'eau distillée une petite quantité de la masse; celle-ci donne alors une solution trouble. Si la solution qu'on obtient ainsi est, au contraire, claire et limpide, cela prouve que la saponification a été complète.

Cependant si la lessive renferme de la chaux, la pâte n'acquiert pas non plus de transparence parfaite; dans ce cas, l'addition d'un carbonate alcalin effectuée à l'instant même la clarification de la solution.

Pour séparer le savon de l'eau, de l'alcali libre et de la glycérine, on ajoute peu à peu à l'émulsion bouillante une grande quantité de sel marin; on attend chaque fois que le sel qu'on y a jeté se soit dissous, et l'on remarque alors que le mélange se coagule. La première addition de sel marin fait que l'émulsion prend d'abord plus de consistance; mais elle devient plus fluide par les additions suivantes, ne se laisse plus tirer en fils, et se détache de la spatule à l'état de masse épaisse. Dès que la coagulation est complète, c'est-à-dire dès que les flocons gélatineux qui se sont produits se séparent bien du liquide aqueux, on éloigne le feu, on attend que le savon se soit rassemblé à la surface, puis on le laisse refroidir, soit dans le liquide même, soit après l'en avoir séparé.

Le savon, tel qu'on l'obtient par une première opération, n'est pas pur; il renferme beaucoup d'eau, de l'alcali libre, ainsi que des impuretés provenant de la lessive. Ordinairement il ne s'enfonce pas dans l'eau, et, par cette raison, ne peut guère servir que dans les ménages; il n'est pas encore propre à être livré au commerce.

On purifie le savon à l'aide d'une solution de sel marin que l'on a préalablement alcalisée.

A cet effet, on réduit de nouveau à l'état d'émulsion le savon de la première cuite, à l'aide d'une lessive légèrement alcaline, et on le reprécipite par du sel marin, cette manipulation doit être répétée plusieurs fois. Un autre procédé consiste à faire bouillir pendant quelque temps le savon de la première cuite avec une solution de sel marin alcalisée. On laisse refroidir, puis on réitére cette opération. Enfin, après l'avoir ainsi traitée à plusieurs reprises, on rapproche la liqueur en faisant bouillir, de manière à produire une nouvelle pâte qui puisse être coulée dans les mises. Le sel marin qu'on ajoute à une émulsion savonneuse produite par la potasse et des matières grasses, décompose, en s'y dissolvant, le sel de potasse formé par les acides gras, et donne alors, d'une part, du chlorure de potassium, et, d'autre part, de la soude ou du savon de soude. Le savon qu'on emploie ordinairement dans les ménages en Allemagne est un sel double renfermant deux bases, savoir, de la potasse et de la soude. Le changement que l'on remarque dans la consistance du mélange indique tout de suite que le sel marin effectue réellement cette décomposition.

Comme le chlorure de potassium, même à l'état de forte concentration, ne parvient pas à effectuer la séparation du savon de soude qui s'est formé, il faut évidemment ajouter encore du sel marin pour produire cet effet.

Lorsqu'on emploie la lessive de potasse pour fabriquer le savon, la première salaison exige un peu plus du double de sel marin.

Dans la préparation des savons de potasse, il faut employer, pour que le savon se sépare, une lessive de potasse concentrée. Quelque-

fois cependant on peut la remplacer par de l'acétate ou du tartrate de potasse. Par un séjour prolongé à l'air, la potasse libre se carbonise, et peut être facilement séparée du savon à l'aide de l'alcool.

Dans les opérations qu'on exécute en grand, la saponification de la matière grasse n'est d'ordinaire pas achevée dans un premier traitement; on ajoute alors de nouvelles quantités de lessives alcalines.

Lorsqu'on saponifie de l'huile d'olive ou d'autres huiles, la pâte s'attache ordinairement au fond de la chaudière, et roussit; pour éviter cela, on ajoute tout d'abord à la lessive alcaline assez de sel marin pour diviser d'avantage le savon. Dans la fabrication du savon de ménage, on ne purifie qu'une seule fois le produit de la première cuite, et on laisse tremper le savon parfait dans une lessive faible contenant un peu de sel; de cette manière il se gonfle, et prend encore 13 à 20 p. c. d'eau. On coule ensuite la pâte dans les mises; et quand elle est refroidie, on peut la couper en briques avec un fil de fer.

Le savon parfait présente ordinairement une coloration bleue ou verdâtre; cela est dû en grande partie à du sulfure de fer ou de cuivre, ou bien aussi à un mélange de savon, de protoxyde de fer ou de deutoxyde de cuivre. Par le refroidissement de la pâte, ces matières se séparent et se rassemblent plus ou moins en divers points, de sorte qu'il en résulte ces marbrures qui caractérisent le savon parfait. On les imite quelquefois en ajoutant à la pâte du vitriol vert, ou bien un peu de peroxyde de fer.

Pour fabriquer le *savon blanc* ou *savon en table*, on liquéfie le savon parfait en le chauffant avec une lessive alcaline contenant du sel, et on le maintient ainsi dans une chaudière couverte jusqu'à ce que toutes les matières colorantes se soient déposées. Ensuite, on puise la pâte et on laisse refroidir. La séparation des matières étrangères est d'autant plus complète que le savon a pris plus d'eau, c'est-à-dire qu'il est devenu plus fluide. Or, puisqu'on ne sépare plus cette eau qui a été absorbée par le savon, il est clair que le savon blanc, à poids égal, doit avoir moins de valeur que le savon parfait. Le savon blanc renferme en effet 43 à 60 p. c. d'eau, tandis que le savon marbré n'en contient que 23 à 50 p. c.

La fabrication des *savons mous* est extrêmement simple. Les huiles siccatives qui servent à cet usage sont maintenues en ébullition avec une lessive de potasse diluée, soit seules, soit après avoir été mélangées avec de l'huile de balnein, avec du suif ou avec d'autres matières grasses, jusqu'à ce qu'elles soient transformées en une masse qui se tire en fils longs et parfaitement transparents. Il faut surtout avoir égard au degré de concentration de la lessive; car tous les savons mous sont entièrement insolubles dans une lessive de po-

tasse moyennement concentrée, et se séparent de leurs dissolutions quand on y ajoute de fortes lessives. Ainsi, lorsqu'on emploie une forte lessive en excès, l'émulsion savonneuse ne devient pas transparente, mais elle reste laiteuse; et si l'on y ajoute en cet état de l'eau, elle s'épaissit et devient gélatineuse. Lorsqu'on contraire il y a trop peu d'alcali, il se produit de l'oléate de potasse acide et ce sel s'attache alors en masses gluantes au fond de la chaudière; l'addition d'un peu de lessive transforme ce sel acide en sel neutre. La glycérine ne se sépare pas du savon mou dans les circonstances ordinaires; toutefois, en employant des lessives alcalines un peu fortes, on peut effectuer cette séparation.

Les savons mous qui se rencontrent dans le commerce possèdent une consistance visqueuse et épaisse, ainsi qu'une couleur d'un brun vert. En couches minces, ils ont de la transparence et de l'éclat, et ne sont pas gras au toucher. Ils ont une odeur particulière et une réaction alcaline très forte.

Dans plusieurs localités, on ajoute du suif aux huiles avant de les saponifier. Les savons qu'on obtient alors prennent une certaine consistance grenue par suite d'un mélange de stéarate de potasse qui est cristallin.

MM. Chevreul et Thenard ont trouvé dans certains savons mous du commerce 53,2 à 44 pour 100 d'acide oléique et margarique; 88 pour 100 de potasse, et 46,5 à 32 pour 100 d'eau. Ces savons renferment toujours de la glycérine; et ceux qui ont été préparés avec de l'huile de saline, du phocénate de potasse qui leur communique une odeur particulière.

Lorsqu'on mélange la solution d'un savon à base d'alcali avec un sel terreux ou métallique, il se produit des précipités blancs ou colorés, dans lesquels l'alcali est remplacé par un acide terreux ou métallique. C'est ainsi qu'avec les sels de chaux, de baryte et d'autres encore, il se produit des savons de chaux, de baryte, etc., insolubles dans l'eau. Ceci rend compte de la formation de cette crème insoluble que le savon occasionne dans certaines eaux, lorsqu'elles renferment de la chaux ou de la magnésie. Lorsque la chaux se trouve dissoute dans ces eaux à l'état de bicarbonate, on peut les rendre plus propres à dissoudre le savon, en y ajoutant un peu de potasse caustique ou de lait de chaux; si les eaux renferment du sulfate de chaux ou des sels de magnésie, on peut en séparer les bases terreuses au moyen d'une addition de carbonate alcalin. (Liebig, *Revue scientifique*, année 1841).

SAVON DES VERRIERS. Ancien nom du peroxyde de manganèse. *Voyez MANGANÈSE.*

SCHÉÉRITE. Matière incolore, insipide, inodore, d'un éclat nacré, découverte par M. Krenlein dans les lignites d'Uznach, près du lac de Zurich. Elle est soluble dans l'alcool bouillant, où elle cristallise par le refroidissement. Elle fond à 13°; à 200°, elle se dédouble

en un produit solide et en un corps liquide appelé *pro-schéérite*, qui brûle avec une flamme fuligineuse, très-éclairante. Elle se compose, selon M. Kraus, de 92,43 carbone et 7,42 hydrogène.

SCHISTE. (De *σχίζω*, je taille). On appelle ainsi un minéral clivable en lames plus ou moins larges, et ayant pour base de sa composition la silice et l'argile (alumine). De là le nom de *schiste argileux*; outre la silice et l'alumine, le schiste argileux contient des proportions variables d'oxyde de fer, d'oxyde de manganèse, de chaux, de magnésie, de potasse et de carbone.

SCHWER-SPATH. Spath pesant (sulfate de baryte). *Voyez BARYTE*, sels.

SCILLITINE. Synonyme : *Amer de scille*. Matière blanche, déliquescente, qui s'obtient en traitant par l'alcool le suc épais de *Scilla maritima*, en évaporant la liqueur, en reprenant le résidu par l'eau, et le précipitant par l'hydrogène sulfuré. La liqueur évaporée donne la scillitine. Elle a une action purgative; sa saveur est amère et nauséabonde. Composition non déterminée.

SCUTELLARINE. Matière amère, extracliforme, retirée par Cadet de Gassicourt du *Scutellaria latiflora*. Peu connue.

SÉBACIQUE (Acide). Produit blanc, cristallisé en lamelles ou aiguilles très-légères, et d'un éclat nacré. Il a une saveur légèrement acide, et ne perd rien de son poids à 100°. À 127°, il fond en une huile incolore, et à une température plus élevée il se sublime sans altération. Peu soluble dans l'eau froide, il se dissout très-bien dans l'eau bouillante, dans l'alcool et l'éther.

M. Thenard a découvert cet acide dans les produits de distillation de la plupart des corps gras. M. Berzelius fait bouillir le produit de distillation des graisses avec du carbonate de chaux délayé dans beaucoup d'eau, et sépare l'acide sébacique en décomposant le sébate de chaux par l'acide nitrique. Cette méthode exige l'emploi de beaucoup d'eau, car le sébate de chaux est assez peu soluble dans l'eau. Presque tous les sels de chaux sont précipités par les sébates.

Plusieurs réactions avaient fait croire à M. Berzelius que cet acide n'était autre chose que de l'acide benzoïque, dont les caractères se trouvaient modifiés par la présence de quelques produits empyreumatiques. M. Berzelius était arrivé à cette conclusion en considérant les caractères du sébate de potasse: ce sel, épuisé par de l'alcool anhydre, lui cédait un autre sel, dont l'acide ne précipitait ni les sels de protoxyde de mercure ni ceux d'argent, tandis que l'acide du sébate non épuisé par l'alcool, et l'acide de la portion insoluble dans ce véhicule, précipitaient ces dissolutions.

MM. Dumas et Péligot ont déterminé la composition de cet acide par l'analyse de son hydrate et de son sel d'argent, en employant à cet effet un acide que M. Lecanu avait pré-

paré par la distillation des corps gras. Leurs recherches les ont conduits à la formule $C^{16}H^{16}O^3 + aq.$ pour l'hydrate, l'eau ne pouvant être remplacée par un équivalent d'oxyde d'argent.

L'acide sébacique forme avec les alcalis des sels très-solubles; avec les terres alcalines et les oxydes des métaux pesants, il produit des précipités insolubles ou du moins fort peu solubles, qui sont plus ou moins colorés, suivant la base qu'ils renferment. Leurs propriétés se rattachent à plusieurs questions intéressantes.

Le sébate de potasse s'obtient en neutralisant du carbonate de potasse par de l'acide sébacique. Il cristallise de sa solution concentrée en petits cristaux mamelonnés, fort solubles dans l'eau, non déliquescents, et peu solubles dans l'alcool absolu.

La plupart des corps gras, d'origine animale ou végétale, donnent de l'acide sébacique quand on les distille. La graisse de bœuf, celle de porc, l'huile d'olives, de noix et de lin, etc., sont dans ce cas. L'acide stéarique et l'acide margarique ne donnent par la distillation, lorsqu'ils sont purs, aucune trace d'acide sébacique, pas plus que l'oxyde de glycéryle. Outre ces trois principes, les graisses solides ne contiennent que de l'acide oléique. *L'acide sébacique ne peut donc être que le produit de la distillation de l'acide oléique.*

Lorsqu'on distille de l'acide oléique seul, le produit renferme, entre autres substances, une grande quantité d'acide sébacique, dont la quantité n'augmente pas, lorsque l'acide oléique employé contient d'autres acides gras fixes. La cire ne donne pas d'acide sébacique par la distillation; elle ne peut donc point contenir d'acide oléique. M. Thenard avait déjà indiqué la formation de l'acide sébacique par la distillation de la cire, comme moyen de reconnaître si elle était falsifiée avec de la graisse. Le blanc de baleine se trouve dans le même cas.

Comme l'acide sébacique est très-peu soluble dans l'eau froide; qu'on le reconnaît facilement à son aspect et à ses réactions avec les sels de plomb, de mercure et d'argent, qu'il précipite en blanc; qu'il suffit de distiller quelques grammes d'un corps gras, et que l'extraction par l'eau bouillante s'opère assez rapidement, on est conduit à admettre que *l'acide sébacique est le reactif le plus commode pour reconnaître la présence de l'acide oléique dans toute matière grasse.* Ce fait présente surtout de l'importance dans la préparation de la stéarine et de la margarine; car jusqu'à présent on n'avait d'autre moyen de constater l'absence de l'oléine dans ces substances, que la saponification et la détermination du point de fusion de l'acide mis en liberté.

SEC. Cette épithète est synonyme d'anhydre. On dessèche les corps hydratés (contenant de l'eau), soit au moyen de la chaleur, soit dans le vide à côté de substances (acide

sulfurique, potasse, chaux, etc.) avides de vapeurs d'eau. Les corps desséchés absorbent l'humidité de l'air et augmentent ainsi de poids, pendant qu'on les transporte sur la balance pour les peser. C'est pourquoi, même à l'aide de la balance, on n'obtient jamais des résultats parfaitement nets.

SECONDE. Soixantième partie d'une minute (mesure de temps) ou d'une minute de degré. C'est donc la 3600^e partie d'une heure ou d'un degré. Prise dans l'une ou dans l'autre acception, elle est représentée par deux petits traits placés en haut et à droite du chiffre. Ainsi, 10" signifie 10 secondes.

SECTEUR. Portion de la surface d'un cercle, comprise entre deux rayons de ce cercle et l'arc qu'ils embrassent.

SECTIONS CONIQUES. On donne ce nom aux figures qui proviennent des différentes coupes d'un cône. Ces figures sont: le triangle, le cercle, la parabole, l'ellipse et l'hyperbole.

SEDLITZ (Sel de). Voyez MAGNÉSIE, sulfate.

SEGMENT. Portion de la surface d'un cercle comprise entre un arc de ce cercle et la corde de cet arc.

SEIGLE ERGOTÉ (Ergol de seigle). Produit morbide d'un rouge foncé extérieurement, qui se développe dans les épis du seigle. Les uns le considèrent comme une espèce particulière de champignon, les autres comme un grain de seigle dégénéré par suite de la piqûre d'un insecte. Le seigle ergoté (pris en poudre à la dose de 3 à 4 décigrammes) jouit de la singulière propriété de provoquer les contractions des muscles, de la matrice et par suite l'avortement. Desséché à 30°, il fournit, étant traité par l'éther, jusqu'à 54 pour cent d'une huile grasse, jaune, très-fluide. Les autres principes qui entrent dans la composition du seigle ergoté sont l'amidon, l'inuline, la gomme, du sucre incristallisable, de l'albumine, des matières colorantes résineuses, des sulfates et phosphates de potasse, de soude, de chaux, de magnésie, de l'oxyde de fer, et de la silice.

SEL AMMONIAC. Nom ancien du chlorure d'ammonium. Ce sel était connu des anciens. Geber avait indiqué le moyen de le retirer des excréments des animaux. Angelus Sala et Tachenius en ont les premiers entrevu la composition. Quant à l'histoire de ce sel, Voyez AMMONIAQUE, sels.

SEL DE DUROUS. Voyez POTASSE, sulfate.

SEL GEMME. Voyez SOUDE, chlorure de sodium.

SEL DE GLAUBER. Voyez SOUDE, sulfate.

SEL MARIN. Voyez SOUDE, chlorure de sodium.

SÉLÉNHYDRIQUE (Acide). Synonymes: Acide hydrosélénique, hydrogène sélénie. L'acide sélénhydrique est un composé gazeux, incolore, d'une odeur semblable à celle du raifort, et irritant fortement la muqueuse des

fosses nasales. Il suffit d'une très-petite quantité pour produire dans le nez et sur les yeux un picotement très-vif. Il est un peu plus soluble dans l'eau que l'acide sulfurique, avec lequel il a la plus grande analogie. Il est inflammable, et brûle avec une flamme semblable à celle de l'acide sulfhydrique.

C'est un acide faible comme l'acide sulfhydrique. Il tache la peau en rouge foncé. Sa dissolution aqueuse, exposée à l'air, dépose, à la longue, du sélénium sous la forme de poussière d'un rouge cinabre. Il se comporte, du reste, en tout point comme l'acide sulfhydrique.

On le prépare comme l'acide sulfhydrique; seulement, à la place d'un sulfure, on prend un sélénaire qu'on traite par un acide: l'acide sélénhydrique se dégage à l'état de gaz.

L'acide sélénhydrique a une composition analogue à celle de l'acide sulfhydrique. 100 parties d'acide sélénhydrique se composent de
97,35476 de sélénium
2,46124 d'hydrogène.

Sa formule est : $= \text{Se H}_2$; (Se H_2), l'équivalent du sélénium étant 191,362.

L'acide sélénhydrique a été découvert, en 1817, par M. Berzelius.

SELÉNATES. Ces sels sont analogues aux sulfates par leur composition (MO , Se O_3)², par leurs propriétés physiques et chimiques. Les séléniates de baryte, de strontiane, de chaux et de plomb sont insolubles comme les sulfates correspondants, avec lesquels ils sont isomorphes. Les séléniates de fer, de cuivre et de zinc, chauffés dégagent de l'oxygène et de l'acide sélénieux, duquel on peut retirer du sélénium, au moyen de l'acide chlorhydrique et d'un sulfate alcalin. On prépare les séléniates comme les sulfates.

SELÉNIEUX (Acide). L'acide sélénieux est un composé solide, cristallisant sous forme d'aiguilles tétraèdres, très-longues, sans odeur, et douées d'une saveur caustique et acide. Il attire l'humidité de l'air, étant très soluble dans l'eau et dans l'alcool. Soumis à l'action de la chaleur, il fond et se volatilise sans se décomposer; il est donc très-stable. Il rougit la teinture de tournesol. L'acide sulfureux lui enlève son oxygène et le réduit à l'état de sélénium, sous forme d'une poudre rouge. Pour faire cette expérience, on se sert d'un sulfite alcalin, dont on dégage l'acide sulfureux en y ajoutant de l'acide chlorhydrique.

On obtient l'acide sélénieux en brûlant le sélénium au contact de l'air ou de l'oxygène, comme on obtient l'acide sulfureux en brûlant le soufre dans ces mêmes circonstances.

L'acide sélénieux se compose de 1 équivalent de sélénium et de 2 équivalents d'oxygène. Sa formule est : Se O_2 .

Il n'y a point de composé d'oxyde de sélénium. Ce que quelques auteurs ont décrit sous ce nom, n'est que de l'acide sélénieux impur.

SELÉNIOCYANURES. Ces sels sont tout à

fait analogues aux sulfocyanures. Ils ont été peu examinés. M. Lassaigue s'est occupé des séléniocyanures, dans le but d'en séparer le corps correspondant au sulfocyanogène. Mais il n'a réussi à isoler ni le séléniocyanogène, ni l'acide séléniocyanhydrique. Dans toutes les réactions, il s'est constamment séparé du sélénium pur. Le *séléniocyanure de potassium* a pour formule : $\text{C}_4 \text{N}_2 \text{Se}^2 \text{K}$.

SELÉNIQUE (Acide). L'acide sélénieux est tout à fait analogue à l'acide sulfurique. Il est liquide, caustique, inodore, et contient toujours de l'eau. Sa densité est 2,6. Il est volatil, et peut être distillé. Chauffé au delà de 226°, il se décompose en oxygène et en acide sélénieux. Mis, en excès, en contact avec de l'eau, il produit une élévation de température, comme l'acide sulfurique placé dans les mêmes circonstances. Il rougit la teinture de tournesol comme l'acide sulfurique. Il n'est point décomposé par l'acide sulfureux.

Avec les bases, il forme des séléniates isomorphes avec les sulfates. Il est impossible de distinguer, par le simple aspect, les séléniates cristallisés des cristaux de sulfates.

Pour préparer l'acide sélénieux, on projette un mélange de sélénium pulvérisé et de nitre (azotate de potasse) dans un creuset chauffé au rouge. Il y a déflagration et formation d'acide sélénieux, qui, en se portant sur la potasse du nitre, forme un séléniate de potasse. Celui-ci, par voie de double décomposition, est transformé en séléniate de plomb; et, en traitant le séléniate de plomb par l'acide sulfhydrique, on obtient du sulfure de plomb insoluble et de l'acide sélénieux qui reste en dissolution. Le filtre opère la séparation. H. Rose propose (*Ann. de Poggendorff*, 1839) de préparer l'acide sélénieux en faisant arriver, dans une dissolution aqueuse de chlorure de sélénium, du chlore gazeux. L'acide chlorhydrique ne réduit pas l'acide sélénieux, avec lequel il se trouve mêlé.

Dans les séléniates, comme dans les sulfates, l'oxygène de l'acide est le triple de l'oxygène de la base.

L'acide sélénieux se compose de 1 éq. de sélénium et de 3 éq. d'oxygène. Sa formule est : $= \text{Se O}_3$ ou Se .

L'acide sélénieux a été découvert par Mitscherlich et March, en 1827.

SELÉNITES. Ces sels sont analogues aux sulfites par leur composition (MO , Se O_2), par leurs propriétés physiques et chimiques. Les séléniates sont un peu plus stables que les sulfites, avec lesquels ils sont isomorphes. Chauffés avec du charbon, ils donnent lieu à des vapeurs de sélénium, et à un dégagement d'acide carbonique ou d'oxyde de carbone, suivant que le charbon ou le séléniate est en excès. Les séléniates sont, à l'exception des séléniates alcalins, en général peu solubles dans l'eau.

Les *bisélenites* et les *quadrisélenites* sont

peu connus, et leur existence est encore douteuse.

Les sélénites, traités par l'acide chlorhydrique et un sulfite d'ammoniaque (sulfate alcalin), donnent naissance à un précipité de sélénium, sous forme de flocons rouges. Il faut opérer à chaud pour que l'action soit complète. On prépare les sélénites comme les sulfites.

SÉLÉNIMUM. Le nom de sélénium vient de *σελήνη*, lune, par opposition à *tellus* (*telluris*), terre. Le sélénium se présente sous forme de poussière d'un rouge brique foncé. Fondu et réduit en morceaux compactes, il a un éclat métallique qui rappelle celui du plomb. A la température ordinaire, il est friable, et à cassure vitreuse conchoïde. A la température de l'eau bouillante, il devient mou comme de la cire, et se laisse réduire, comme le soufre, en fils très-minces. Il fond vers 150° et bout vers 400°, en donnant des vapeurs jaunes, semblables aux vapeurs de soufre; comme celui-ci, il donne alors, en se déposant sur des corps froids, des fleurs de sélénium d'un rouge brun foncé. Le sélénium est susceptible de cristalliser dans l'acide sulfurique concentré. Sa densité est 2,132.

Le sélénium a la plus grande analogie avec le soufre. Comme celui-ci, il brûle à l'air avec une flamme pâle, livide, pour donner naissance à de l'acide sélénieux ayant la même composition que l'acide sulfureux qui se produit dans les mêmes circonstances. En absorbant 1 équiv. d'oxygène de plus, il forme l'acide sélénique Se O_3 , tout à fait analogue à l'acide sulfurique SO_3 .

L'hydrogène sélénié a également la même composition que l'hydrogène sulfuré : $\text{Se H}_2 = \text{SH}_2$. Avec les métaux, il forme des séléniures analogues aux sulfures.

Brûlé au contact de l'air, il répand une odeur de chou pourri.

La formule du sélénium est : $\text{Se} = 43,283$

Le sélénium ne paraît pas exister en grande quantité dans la nature. Il accompagne fréquemment le soufre, avec lequel il est isomorphe. On a trouvé, pour la première fois, le sélénium dans les dépôts de soufre ramassé dans les chambres de plomb qui servent à la préparation du soufre. Il existe dans le vitriol fumant de Krastitz en Bohême, d'où il est précipité par l'addition de l'eau, sous forme de poussière rouge. Il existe en assez grande quantité dans quelques minerais de séléniure de plomb du Harz, près Clausthal. Ce minerai contient 28,11 p. c. de sélénium.

Pour extraire le sélénium, on fait arriver sur du séléniure de plomb un courant de chlore; le sélénium est déplacé par le chlore, qui prend sa place. Il se produit un chlorure de plomb fixe, et, le chlore étant en excès, il se forme un chlorure de sélénium volatil. Celui-ci, dissous dans l'eau, se décompose en acide sélénieux et en acide chlorhydrique; et, en mettant la liqueur contenant ces deux acides en

contact avec du sulfite d'ammoniaque, on obtient le sélénium, qui se précipite.

L'acide chlorhydrique déplace l'acide sulfureux du sulfite d'ammoniaque; et l'acide sulfureux s'emparant de l'oxygène de l'acide sélénieux, passe à l'état d'acide sulfurique, tandis que l'acide sélénieux se réduit. On pourrait également mettre le chlorure de sélénium en contact avec du proto-chlorure d'étain, qui, en passant à l'état de perchlorure, enlèverait tout le chlore du chlorure de sélénium, et le sélénium se précipiterait.

Le sélénium peut remplacer le soufre.

Il a été découvert, à la fin de 1816, par M. Berzélius, qui l'a rangé parmi les métaux.

Chlorure de sélénium. Le chlorure de sélénium est un liquide brunâtre, d'une odeur fort désagréable; il est, sous tous les rapports, analogue au chlorure de soufre. Il se compose, comme le chlorure de soufre, de 1 équiv. de sélénium et de 1 équiv. de chlore. Sa formule est : $= \text{Se Cl}$ ou Se Cl_2 (atomes). On l'obtient à froid comme le chlorure de soufre, en faisant arriver du chlore gazeux sur du sélénium en poudre.

SÉLÉNIURES. Les séléniures sont tout à fait analogues aux sulfures. Tout ce qu'on dit de ces derniers peut, avec quelques légères modifications, s'appliquer aux séléniures. Les séléniures sont isomorphes avec les sulfures, et s'accompagnent dans un grand nombre de minerais et de composés organiques. Traités par un acide, ils dégagent de l'acide sélénydrique, tout comme les sulfures qui, placés dans les mêmes conditions, dégagent de l'acide sulfhydrique.

La solubilité, la composition et la préparation des séléniures rappellent celles des sulfures.

SELS. Le nom de *sel* est bien ancien; il dérive probablement de *ἄλς*, mot par lequel les Grecs désignaient quelquefois la mer (*mare salsum*). On appelle *sel* le résultat de la combinaison d'un acide avec une base. On l'obtient directement. Ainsi, par exemple, en versant de l'acide sulfurique dans une dissolution de potasse, il arrive un moment où la dissolution ne réagit plus sur la teinture de tournesol. Dans ce cas, on dit que la base a été neutralisée par l'acide, ou réciproquement; et le nouveau composé qui en résulte est un *sel neutre* (sulfate neutre de potasse). Le sel est appelé *sursel* ou *sous-sel*, suivant que l'acide ou la base prédomine (*Voy. NOMENCLATURE*).

Un sel est à proportions définies lorsqu'il est susceptible de bien cristalliser. En général, ce sont les sels neutres (contenant 1 équ. de base pour 1 équ. d'acide) qui cristallisent bien. Dans certains cas, un sel peut être *neutre par sa composition*, bien qu'il soit à *réaction acide*. Exemple : sulfate d'alumine, composé de 1 équ. d'alumine et de 1 équ. d'acide sulfurique. Dans d'autres cas, un sel peut être *neutre par sa composition*, bien qu'il soit à *réaction alcaline*. Exemples : phosphate de

sonde, carbonate de potasse. Le genre de sels est déterminé par l'acide. En minéralogie, on adopte quelquefois la nomenclature dans laquelle le genre de sel est déterminé par la base. Ainsi, on dit *chaux carbonatée, chaux sulfatée, chaux phosphatée*, etc. Tout sel à proportions indéfinies est incristallisable. On admet, par exemple, un bisulfate de potasse, parce qu'on peut le séparer à l'état cristallisé; mais il n'y a pas de trisulfate, ni de pentasulfate de potasse, parce que la potasse ne donne pas de produit cristallin avec 3 ou 5 équivalents d'acide sulfurique.

Action du calorique sur les sels. Sous l'influence de cet agent, quelques sels *décrépitent*, les cristaux sont brisés avec un certain bruit; le sel marin en donne un exemple. Ce sont en général les sels anhydres qui décrépitent, ou des sels qui ne se combinent pas avec l'eau en proportion définie, et dont les cristaux contiennent de l'eau, pour ainsi dire, mécaniquement interposée. Aussi, ces sels décrépitent-ils déjà à 100°, c'est-à-dire, à la température à laquelle l'eau se vaporise et fait explosion en brisant les obstacles qu'elle rencontre. Il n'y a pas de décrépitation au-dessous de 100°. La propriété qu'ont certains corps, tels que le verre, le soufre, de conduire mal le calorique, est également une cause de décrépitation. Dans ce cas, les particules de la surface du corps subissant toute l'influence de l'action dilatante de la chaleur, les molécules doivent s'écarter des molécules plus internes, de manière que le corps se brise. Les sels exposés à l'action du calorique peuvent ou se *fondre* et se *volatiliser*, ou rester *fixes* et se *décomposer*. Les sels hydratés et cristallisés fondent dans leur eau de cristallisation (*fusion aqueuse*); quelques-uns peuvent éprouver une seconde fusion (*fusion ignée*), après s'être déshydratés. Le sulfate de soude est dans ce cas. Les sels *anhydres* ne peuvent éprouver que la fusion ignée.

Action de l'eau. En général, plus la température est élevée, plus la quantité de sel que l'eau dissout est considérable. La chaux et la magnésie font exception. Il faut mesurer la solubilité d'un sel, en prenant ce sel *tel qu'il se sépare de son dissolvant à l'état cristallisé*. Les dissolutions peuvent être très-variées, l'alcool hydraté dissout très-bien le chlorure de calcium, la potasse, la soude; anhydre, il ne dissout qu'un très-petit nombre de sels. En ajoutant de l'alcool dans une dissolution aqueuse, par exemple, de nitrate de potasse, on affaiblit l'action dissolvante de l'eau, et il se forme un précipité. Voici comment on peut mesurer la solubilité d'un sel: prenons pour exemple le *nitre*. On fait d'abord une dissolution saturée (*Voyez Dissolution*) de nitre dans un matras qu'on plonge dans un bain d'eau, dont un thermomètre marque la température; ensuite on prend avec une pipette une certaine quantité de cette eau saturée de nitre à une température déter-

minée (à la température de 100°), on met cette quantité d'eau saturée de nitre dans un petit matras pesé d'avance; nous supposons que le poids de ce matras soit de 50 gr. 568, et avec l'eau saturée de nitre, de 53 gr. 551. Tout étant ainsi disposé, on chauffe le petit matras. A mesure que l'eau se vaporise, le nitre se dépose et tapisse les parois du vase. Après en avoir chassé toute l'humidité au moyen d'un soufflet, on laisse refroidir le matras; puis, lorsqu'il est refroidi, on le pèse. L'eau étant vaporisée, il est évident qu'on ne pèse que le matras avec le nitre pur. Donc, si, au lieu de 53 gr. 551, l'on ne trouve plus que 55 gr. 235, la différence indiquera l'eau.

55,551

55,235

2,281 (eau).

Or, le matras seul pesant 50,568, la quantité de nitre qu'il contient est 2,683. Ainsi, 2,281 parties d'eau à 100° dissolvent 2,683 p. de nitre; et, pour savoir combien 100 p. d'eau dissolvent de nitre, on n'a qu'à établir la proportion suivante :

2,281 : 2,683 :: 100 : X.

Action de l'air. L'air peut agir sur les sels par l'eau, par l'oxygène et l'acide carbonique qu'il contient. Certains sels, comme le chlorure de calcium, le carbonate de potasse, absorbent une si grande quantité d'humidité qu'ils deviennent liquides, en même temps qu'ils augmentent de leur poids; c'est ce qui les a fait appeler sels *déliquescents*. Le degré de déliquescence des sels est aussi variable que leur degré de dissolution. Ainsi, le sel marin est déliquescence au-dessus de 86° de l'hygromètre de Saussure, mais il n'est point déliquescence au-dessous de 86°. Le chlorure de calcium, au contraire, est déliquescence depuis 100° jusqu'à 0° de l'hygromètre de Saussure. D'autres sels ont la propriété de laisser dégager l'eau qu'ils contiennent, et de perdre en conséquence de leur poids. Ces sels, qui, par suite de cette évaporation d'eau, prennent un aspect farineux, sont appelés *efflorescents*. Le phosphate et le carbonate de soude en sont des exemples. Si l'air était complètement saturé d'humidité, il n'y aurait point d'efflorescence. L'oxygène de l'air agit sur les sels dont la base est susceptible de se suroxyder, et de former un peroxyde plus stable que le protoxyde. Les sels de fer et de manganèse sont dans ce cas. Enfin, tous les sels dont l'acide n'est pas très-puissant sont attaqués par l'acide carbonique de l'air. Les sulfures et cyanures (sulfhydrates et cyanhydrates) se changent à la longue en carbonates.

Action des acides. Un acide mis en contact avec un sel déplace en partie ou en totalité l'acide de ce sel. Ce fait est subordonné au principe suivant : quand deux acides sont en présence d'une base, ils se partagent cette base, et la partie qui prend chacun de ces acides est proportionnelle 1° à sa *quantité*,

2° à son *affinité*. La table de l'affinité des acides est encore un travail à faire. On pourrait prendre pour unité l'acide sulfurique, qu'on exprimerait par 100.

M. Poggiale, dans un travail récent (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, année 1811), s'est occupé de la solubilité des sels. Des différents sels que l'auteur a eu l'occasion d'étudier, le sulfate de baryte est le seul qui ait présenté la même solubilité à toutes les températures; presque tous les autres se sont montrés beaucoup plus solubles à chaud qu'à froid.

Les sels qui sont peu solubles dans l'eau et par le calorique, comme le sulfate de chaux, ont donné, suivant M. Poggiale, à peu près les mêmes nombres de solubilité de 0° à 100 degrés. Ceux, au contraire, qui, comme l'alun et le borate de soude, sont très-solubles par le calorique et peu solubles par l'eau, ont une solubilité beaucoup plus grande à chaud qu'à froid. Lavoisier avait fait déjà cette observation.

Si l'on compare les lignes de solubilité des cinquante-trois sels étudiés par M. Gay-Lussac et par M. Poggiale, on arrive aux résultats suivants : La solubilité de quinze sels peut être représentée par une ligne droite, c'est-à-dire qu'elle est proportionnelle à la température; le chlorure de baryum, le sulfate de potasse, le bicarbonate de soude, le cyanure jaune de potassium et de fer, le citrate de chaux, la baryte, etc. La solubilité de trente-huit sels ne suit pas la même progression que la température, et forme, par conséquent, une ligne courbe. Le chlorure de sodium, le sulfate de soude, le nitrate de potasse, le borate de soude, le chlorure de mercure, l'émétique, l'iode de potassium, le chlorure de calcium, le bioxalate de potasse, etc., appartiennent à cette division. L'auteur fait observer, en outre, que chaque ligne a une marche particulière, et en quelque sorte indépendante.

Les lignes de solubilité du carbonate de soude et de l'azotate de cuivre sont remarquables en ce qu'elles sont concaves vers l'axe des abscisses. Celle de la potasse du commerce et du foie de soufre est courbe et irrégulière, parce que ces produits sont formés de plusieurs sels. Cependant, la ligne de solubilité du phosphovinate de baryte, observée par M. Pelouze, est irrégulière.

La solubilité du sulfate de soude, du phosphovinate de baryte, du séléniat de soude et du sulfate de chaux, suit une marche singulière. En effet, au lieu d'augmenter avec la température, comme la solubilité de la plupart des sels, elle est à son maximum à un certain degré du thermomètre. La solubilité de ces sels est représentée par une ligne courbe formée de deux branches, et dont le point de rebroussement correspond au maximum de solubilité. Il est important de noter que ce maximum se trouve, pour les quatre sels, entre 55 et 40 degrés de température.

Les nombres de solubilité des sels qui contiennent beaucoup d'eau de cristallisation sont généralement très-élevés quand on augmente la température, et M. Poggiale croit pouvoir affirmer qu'ils forment toujours une ligne courbe.

SELTZ. Eau saturée de gaz acide carbonique. Voyez CARBONIQUE (Acide).

SÉNÉGUINE. Synonymes : *Polygaline*; *Acide polygalique*. Matière blanche, pulvérulente, inodore, d'une saveur astringente, découverte par Gehlen dans le *Polygala virginica* et le *P. senega*. Pour l'obtenir, on précipite l'extrait aqueux de polygala par l'acétate de plomb, on enlève le plomb par l'hydrogène sulfuré, on évapore la liqueur, et on reprend le résidu par l'alcool. La sénéguline est insoluble dans l'éther; elle se dissout dans l'alcool et l'eau bouillante. Elle est inaltérable à l'air, et non volatile. Elle se comporte comme une matière indifférente avec les acides et les bases. Introduite dans les fosses nasales, elle excite l'éternement. Formule : $C^{22} H^{18} O^{11}$. (Quevenne).

SEREIN. Petite pluie fine qui tombe quelquefois, sans que l'on aperçoive aucun nuage au ciel. Dans nos climats, ce phénomène se manifeste seulement pendant l'été, et presque toujours au coucher du soleil; on l'observe surtout dans les vallées ou dans les plaines basses, à une petite distance des lacs et des rivières; il est beaucoup plus rare dans les lieux élevés.

La cause de ce phénomène est très-simple. Supposons pour un instant que, vers cinq ou six heures de l'après-midi, la température de l'air atmosphérique soit, par exemple, de 20°, et la tension de la vapeur de 13 mm; alors, le soleil continuant de s'approcher de l'horizon, la température ambiante s'abaisse de plus en plus, sans que la force élastique de la vapeur éprouve de changement; et quand la température arrive à 14 ou 15°, la vapeur ne peut plus exister en totalité, puisqu'elle aurait une force élastique plus grande que la *maximum* qui convient à cette température; il faut donc qu'elle se condense en partie: c'est cette condensation qui produit le seréin. Ce phénomène n'est très-sensible que dans les grandes chaleurs, parce que c'est alors seulement que l'air peut contenir beaucoup de vapeur (Pouillet).

SERPENTARINE. Matière amère, extractiforme, trouvée par MM. Chevalier et Lassaigne dans la racine de serpentaire (*Aristolochia serpentaria*). Peu connue.

SERPENTIN. Vase distillatoire ancien qui doit son nom (de *serpent*) aux flexuosités du tube communiquant avec la cornue et le récipient. Il est aujourd'hui peu employé.

SERPENTINE. Minéral de couleur verte, contenant une certaine quantité d'oxyde de chrome, auquel il doit sa coloration. Il se compose, en outre, de silice, de magnésie et d'oxyde de fer.

SIGNES CHIMIQUES (Symboles, formu-

les). Les alchimistes représentaient les corps élémentaires par des signes qui n'avaient qu'un sens mystique. Ainsi, les métaux étaient représentés par les symboles des planètes, parce qu'on leur supposait des rapports secrets avec les astres. L'or était représenté par le signe du soleil ☉; l'argent, par celui de la lune ☾; le mercure, par ♃; l'étain, par le signe de Jupiter ♃; le fer, par celui de Mars ♂; le cuivre, par celui de Vénus ♀. Dans les ouvrages latins des alchimistes, ces métaux ne sont même désignés que par les noms des astres: *Sol, Luna, Mercurius, Jupiter, Mars, Venus*. Aujourd'hui ces signes, avec les théories mystiques qui s'y rattachaient, ont disparu de la science pour faire place à d'autres, dont la valeur exprime des rapports fondés sur l'expérience.

Tous les corps simples sont représentés dans la notation chimique par leurs initiales; et ces initiales indiquent des nombres (poids atomiques) se rapportant tous au poids atomique de l'oxygène (O) = 100. Voici les signes (formules) des corps simples :

Aluminium,	Al	171,17
Antimoine,	Sb	1612,90
Argent,	Ag	1531,61
Arsenic,	As	940,08
Baryum,	Ba	856,95
Bismuth,	Bi	1550,58
Bore,	B	156,20
Brôme,	Br	978,50
Cadmium	Cd	696,77
Calcium,	Ca	230,00
Carbone,	C	75,00
Cérium,	Ce	375,00
Chlore,	Cl	442,64
Chrome,	Cr	351,82
Cobalt,	Co	568,99
Cuivre,	Cu	595,70
Étain,	Sn	753,29
Fer,	Fe	559,21
Fluor,	Fl	255,80
Glucyrium,	Gl	662,32
Hydrogène,	H	12,50
Iode,	I	1379,50
Iridium,	Ir	1255,50
Lanthane,	Ln	600,00
Lithium,	Li	80,57
Magnésium,	Mg	138,53
Manganèse,	Mn	543,90
Mercure,	Hg	1265,92
Molybdène,	Mo	1598,52
Nickel,	Ni	569,67
Nitrogène, ou Azote	Az ou N	177,04
Or,	An	1213,01
Osmium,	Os	1213,48
Palladium,	Pd	663,90
Phosphore,	Ph	592,52
Platine,	Pt	1255,50
Plomb,	Pb	1291,50
Potassium,	K	489,92
Rhodium,	R	651,56
Sélénium,	Se	491,58

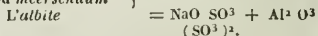
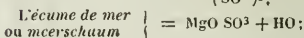
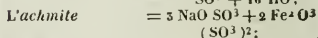
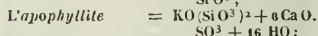
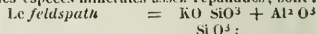
Silicium,	Si	277,47
Sodium,	Na	290,90
Soufre,	S	201,16
Strontium,	Sr	537,20
Tantale,	Ta	1155,72
Tellure,	Te	801,74
Thorium,	Th	744,90
Titane,	Ti	505,66
Tungstène,	W	1185,00
Uranium,	U	750,00
Vanadium,	Va	836,81
Yttrium,	Y	402,50
Zinc,	Zn	405,25
Zirconium,	Zr	420,20

SILICATES. Sels fixes, et généralement insolubles. Les silicates de potasse et de soude sont seuls solubles. Il n'existe point de silicate d'ammoniaque.

Les silicates solubles donnent avec les acides (acide chlorhydrique) un précipité abondant gélatineux. Ils sont également précipités en blanc par l'eau de chaux, de baryte et de strontiane. Tous les silicates sont décomposés, à chaud, par les carbonates alcalins.

On prépare les silicates presque toujours par voie sèche. Dans les silicates naturels et artificiels (scories, faïence, porcelaine, verre, etc.), l'oxygène de la base est ordinairement le $\frac{1}{3}$, le $\frac{1}{4}$, le $\frac{1}{6}$ de l'oxygène de l'acide. On regarde comme silicates *neutres*, ceux dans lesquels l'oxygène de la base est le $\frac{1}{3}$ de l'oxygène de l'acide, ou $\frac{1}{2}$.

Les principaux silicates naturels, constituant des espèces minérales assez répandues, sont :



SILICE. Voyez SILICIQUE (Acide).

SILICIQUE (Acide). Synonymes : *Silice; Terre vitrifiable; Terre de caillou; Pierre à fusil; Silex; Cristal de roche; Grains de sable.* L'acide silicique est un corps solide, insipide et inodore. Préparé artificiellement, il se présente sous la forme d'une poudre fine et légère, semblable à de la farine, douce au toucher et inerte à la cristallisation. Sa densité est 2,66. Dans la nature, il existe cristallisé en prismes réguliers à six pans, terminé par des pyramides régulières à six faces. Souvent la pyramide est engagée dans le prisme. Les cristaux offrent des raies transversales. Le temps, élément puissant de la cristallisation comme de la formation de tous corps, ne coûte rien à la nature; il est tout pour l'homme. Il faudrait peut-être des siècles de la cristallisation comme de la formation de tous corps, ne coûte rien à la nature; il est tout pour l'homme. Il faudrait peut-être des siècles pour faire cristalliser la silice préparée dans nos laboratoires, comme nous la trouvons cristallisée dans la nature. L'acide silicique est infusible dans nos forges. On ne peut le fondre

qu'au moyen du chalumeau. Il ne se vaporise pas; il est parfaitement fixe comme l'acide borique. Il est à peu près complètement insoluble dans l'eau ordinaire non alcaline. L'acide silicique ne rongit pas la teinture de tournesol. C'est un acide très-faible, qui neutralise mal les bases. L'acide carbonique lui-même peut le chasser de ses combinaisons. Le potassium ne le décompose que fort incomplètement. L'acide fluorhydrique l'attaque: il se produit de l'eau et du fluorure de silicium; et ce dernier composé forme, avec les éléments de l'eau qu'il décompose, de l'acide fluorhydrique et de l'acide silicique.

Les hydracides n'ont aucune action sur l'acide silicique. Les acides borique, phosphorique et arsénique, fondus avec l'acide silicique, donnent naissance à une matière vitreuse.

Lorsqu'on fait bouillir l'acide silicique avec une dissolution de carbonate de potasse, l'acide ne tarde pas à entrer en dissolution, sans que cependant le carbonate de potasse dégage d'acide carbonique. Dans cette expérience, l'acide silicique paraît se combiner avec l'eau et non pas avec l'alcali; car, en saturant celui-ci par un acide, il ne se forme pas de précipité d'acide silicique. Ce n'est qu'à l'aide de la chaleur qu'il se produit de l'acide silicique, d'abord à l'état gélatineux, et, après avoir chassé toute l'eau, à l'état de poudre blanche tout à fait insoluble. Ce fait peut servir à expliquer les dépôts de silice que forment les eaux thermales du Geyser en Islande.

L'acide silicique est un des corps les plus généralement répandus dans la nature. Le quartz, la calcédoine, la pierre à fusil, le silex, les sables, les stries, etc., sont des substances siliceuses. Le cristal de roche est de l'acide silicique pur cristallisé. Les plantes, les cendres des végétaux et des animaux contiennent de la silice. Certaines eaux minérales, les eaux du Geyser en Islande, tiennent de l'acide silicique en dissolution, à la faveur d'une certaine quantité d'alcali.

On peut obtenir l'acide silicique immédiatement par la combustion du silicium avec l'oxygène. Comme pour le bore, il est impossible de brûler ainsi le silicium d'une manière complète; car l'acide silicique qui se produit recouvre le silicium non brûlé d'une couche de vernis qu'il faut préalablement enlever pour recommencer l'expérience. Voici le procédé ordinairement employé pour préparer l'acide silicique: On chauffe ensemble 2 parties de potasse et 1 partie de sable ou de cailloux: il résulte de cette opération un silicate de potasse soluble (liqueur de cailloux, *liquor silicium*). En versant dans cette liqueur de l'acide chlorhydrique en excès, on obtient un précipité très-épais, gélatineux, qui, séparé du chlorure de potassium, et convenablement évaporé, offre l'aspect d'une poudre blanche comme l'amidon. Dans cet état de division extrême, et récemment précipité de ses combinaisons, l'acide silicique est sensiblement soluble dans l'eau.

L'état gélatineux (précipité récent), l'état de poussière blanche légère (après la calcination), la forme cristalline (dans la nature), l'insolubilité, la fixité complète, et la propriété de former avec l'acide fluorhydrique du fluorure de silicium, distinguent l'acide silicique de tous les autres corps.

L'acide silicique se compose de silicium et d'oxygène. Ses éléments sont extrêmement stables. 100 parties se composent de :

48,04 de silicium,
51,96 d'oxygène.

Dans un silicate neutre, l'acide contient le tiers de l'oxygène de la base. De là sa formule: $= Si O^3$.

L'acide silicique est employé dans la fabrication du verre et des pierres précieuses artificielles.

SILICIUM. Le nom de silicium vient de *silex*, d'où l'on retire le silicium. Le silicium est coloré en brun noisette. Il prend, par le frottement, un aspect métallique. Il est infusible et fixe. Sa densité est environ 2. Il est très-mauvais conducteur du calorique et de l'électricité, ce qui tient à son état d'aggrégation moléculaire. C'est ainsi, par exemple, que le fer, bon conducteur de la chaleur et de l'électricité, devient mauvais conducteur quand on le réduit en poudre impalpable.

Le silicium ne brûle qu'incomplètement dans l'oxygène. Chauffé avec du carbonate de potasse ou de soude, il s'oxyde complètement: l'acide silicique qui en résulte s'empare de l'alcali employé pour former un silicate soluble. Il est à remarquer que, malgré l'affinité énorme du silicium pour l'oxygène, le chlorate de potasse et le nitre ne l'oxydent qu'incomplètement. Il se combine directement avec l'acide fluorhydrique pour former de l'acide fluosilicique, et il y a en même temps dégagement d'hydrogène.

Pour le préparer, on fait arriver sur du potassium des vapeurs de chlorure de silicium; puis on chauffe le tout légèrement dans un tube de verre soufflé en boule. Pendant la réaction, il se produit du chlorure de potassium soluble, et du silicium insoluble dans l'eau. La quantité de silicium qu'on obtient est toujours très-petite. Signe: $Si = 27,778$

Le silicium a été découvert par M. Berzelius, après avoir été déjà entrevu en 1807, quelques années avant sa découverte, par MM. Gay-Lussac et Thenard.

SINAMINE. Matière blanche, cristalline, qui s'obtient en désulfurant la thiosinamine par l'oxyde de plomb hydraté. Elle est très-soluble dans l'eau, et sa solution a une réaction alcaline. Elle ne forme pas de sels cristallisables. Chauffée à 100°, la sinamine perd son eau de cristallisation; à 160°, elle dégage de l'ammoniaque, et se prend, par le refroidissement, en une masse résiniforme, peu soluble dans l'eau. Formule: $C^8 H^6 N^2$. (Will).

SINAPISINE. Matière blanche, cristalline, obtenue par M. Simon en épuisant la moutarde

noire par de l'alcool absolu, évaporant la solution et traitant le résidu par l'éther. Elle n'est pas susceptible de se combiner avec les acides pour former des sels cristallisables. Elle renferme du soufre. On n'en connaît pas exactement la composition.

SINAPOLINE. Matière cristallisable en feuillets brillants, gras au toucher, et solubles dans l'eau et l'alcool bouillant. On l'obtient en désulfurant, à l'aide d'une chaleur modérée, l'essence de moutarde par l'oxyde de plomb hydraté. La sinapoline se dissout dans les acides sulfurique et acétique; elle en est précipitée par l'ammoniaque. Chauffée à 100°, elle ne perd rien de son poids; à une température plus élevée, elle se décompose et se volatilise en partie. Formule : $C^{14} H^{12} N^2 O^2$.

SINUS. Perpendiculaire abaissée de l'extrémité d'un arc sur le rayon ou le diamètre qui passe par l'autre extrémité de cet arc. Le sinus sert à mesurer l'ouverture d'un angle.

SIPHON. (De $\sigma\tau\omega\acute{\nu}\nu$, tuyau.) C'est un tube recourbé, ayant une grande branche et une courte branche. Par cette dernière s'exerce l'aspiration qui fait monter le liquide dans l'intérieur du tube. Le siphon est d'un usage journalier dans les arts. Il a été employé avec avantage dans de grands travaux hydrauliques, pour le détournement du cours des rivières. Le plus simple de tous les siphons est un tube recourbé en U que l'on tient renversé. On l'amorce en aspirant avec la bouche par la partie intérieure; ou bien on remplit le siphon avec le liquide sur lequel on veut opérer en le tenant renversé, c'est-à-dice les ouvertures tournées vers le haut; on ferme une des ouvertures, et on plonge l'autre dans le liquide; en débouchant l'ouverture extérieure, le liquide s'écoule, si toutefois cette ouverture est plus basse que le niveau de ce liquide.

SIROP. Solution aqueuse de sucre très-concentrée. Sa densité est plus grande que celle de l'eau. Il bout vers 103°, et marque de 50° à 52° à l'aréomètre de Baumé. Si, pour préparer du sirop, on emploie de la cassonade au lieu de sucre blanc pur, il faudra préalablement procéder au raffinage. On fait bouillir le mélange d'eau et de sucre, on y ajoute ensuite un mélange bien homogène de blanc d'œuf et de chaux; enfin on le décolore par du charbon animal. Quelquefois il se développe des cristaux de candi dans le sirop: dans ce cas, le sirop n'est plus aussi sucré et ne se conserve plus. C'est ce qui arrive surtout en hiver. Les couches de sirop ont une densité décroissante de la surface au fond; c'est ce partage de couches plus ou moins denses qui est la cause de cette cristallisation. Il importe donc, pour conserver le sirop, de le placer dans des endroits où la température varie le moins possible. Tous les sirops qui contiennent un peu de substance azotée sont exposés à fermenter. En les faisant bouillir pour en chasser l'air, on prévient la fermentation. Il se développe quelquefois dans les sirops une espèce de fer-

mentation qu'on appelle visqueuse, et qui se rencontre fréquemment dans les vins blancs mousseux.

SMALT (*Azur*). Verre bleu de cobalt. Voyez COBALT.

SMILACINE. (Synonymes : *Salseparine*; *Parilline*; *Acide parillique*). Matière cristalline, blanche, incolore, obtenue par Pallotta en évaporant jusqu'au huitième le digestum alcoolique de la racine de salsepareille (*Smilax salsaparilla*). Elle est soluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles volatiles, les acides et les alcalis étendus. L'acide sulfurique la colore d'abord en rouge foncé, puis en violet, enfin en jaune. M. Peterson lui assigne la formule : $C^{15} H^{12} O^4$.

SODIUM. (Synonymes : *Natrium*; *Natronium*.) Le sodium est un corps simple, un peu moins mou que le potassium; il a, lorsqu'il est récemment coupé, un éclat argentin qui se ternit rapidement à l'air. Sa densité est 0,972. Il fond à 90°; il est moins volatil que le potassium. Il ne se volatilise qu'à la température du verre fondant. A 0°, il devient ductile.

Le sodium décompose l'eau comme le potassium, à la température ordinaire. Il ne s'enflamme que sur l'eau qui a été rendue visqueuse et qui présente peu de surface: il brûle alors avec une *flamme jaune*, en tournoyant comme le potassium. Dans cette action, l'eau est décomposée comme par le potassium: l'hydrogène qui se produit à cette température élevée s'empare aussitôt de l'oxygène de l'air pour former de l'eau; et l'oxyde de sodium (soude), qui se produit, reste en dissolution dans l'eau.

Le sodium a un peu moins d'affinité pour l'oxygène que le potassium. Il n'enlève l'oxygène aux corps oxygénés qu'à l'aide de la chaleur. Brûlé dans l'oxygène ou dans l'air, il absorbe 1 1/2 éq. d'oxygène, en passant à l'état de sesquioxyde. Le potassium prend dans cette même circonstance 5 équivalents d'oxygène.

Le sodium est isomorphe avec l'argent.

On prépare le sodium de la même manière que le potassium; seulement la décomposition de la soude (pour obtenir le sodium) est plus difficile que la décomposition de la potasse. Un peu de potasse mêlée avec la soude facilite la préparation du sodium, qui renferme alors un peu de potassium. En renouvelant de temps en temps l'air du vase dans lequel on conserve le sodium, le potassium ne tarde pas à s'oxyder, et à se séparer ainsi du sodium.

Formule du sodium : $Na = 23,728$. Suivant l'isomorphisme du sodium avec l'argent, il faudra doubler le poids du sodium : = 2 Na.

Oxydes de sodium. Il y a deux degrés bien déterminés d'oxydation du sodium: 1° le *protoxyde de sodium*; 2° le *sesquioxyde de sodium*.

Le prétendu *sous-oxyde* de sodium est un mélange de protoxyde et de sodium. Il se forme par l'exposition du sodium à l'air. Mais

dans l'eau, il y a oxydation et dégagement d'hydrogène; ce qui prouve que le prétendu sous-oxyde est un mélange de sodium et de protoxyde.

Le protoxyde de sodium se combine seul avec les acides pour former des sels. Le sesquioxyde, mis en contact avec un acide, dégage un 1,2 éq. d'oxygène, pour passer à l'état de protoxyde, qui se combine ensuite avec l'acide employé. Le plus intéressant de ces oxydes est le protoxyde de sodium ou *soude*.

SOLANINE. Matière purvérulente, blanche, naécée, découverte, en 1821, par M. Desfosses dans diverses espèces de *Solanum* (*S. nigrum*, *S. tuberosum*, *S. dulcamara*). Peu soluble dans l'eau, elle se dissout très-bien dans l'alcool bouillant, où elle cristallise, par refroidissement, sous forme de petits prismes quadrangulaires et aplatis. Pour l'obtenir, M. Otto prescrit de traiter par l'acétate de plomb le digestum aqueux acidulé des germes de pommes de terre, de filtrer le mélange; d'ajouter à la liqueur un excès de chaux, de laver le précipité et de l'épuiser par l'alcool, qui se charge de solanine.

La solanine ne forme pas de sels bien cristallisables. C'est un poison narcotique très-énergique. Formule : $C^{64} H^{66} NO^{28}$ (Blanchet).

SOLANIQUE (Acide). Cet acide existe, suivant Peschier, dans toutes les espèces de *Solanum*. Il exige de nouvelles recherches.

SOLEIL. Astre lumineux par lui-même, et faisant sentir son influence sur les planètes qui décrivent autour de lui des ellipses dont il occupe un des foyers. Depuis l'antiquité jusqu'à nos jours, les opinions les plus diverses ont été émises par les philosophes et les physiciens sur la nature du soleil. Le noyau du soleil est-il opaque? ou est-ce une masse en incandescence? L'opinion aujourd'hui la plus accréditée est que le noyau du soleil est opaque, et que l'éclat lumineux qu'il projette est dû à l'atmosphère embrasée qui l'environne. Les taches qu'on découvre dans le soleil paraissent être des ruptures momentanées de cette atmosphère embrasée. Quoi qu'il en soit, le soleil, ou l'impulsion qu'il imprime à l'éther et qui constitue la lumière et la chaleur, est la cause la plus immédiate de la nature et des changements qu'éprouvent les êtres animés peuplant notre globe. C'est sous l'influence de la lumière du soleil que les plantes respirent, et qu'elles fournissent aux animaux l'oxygène indispensable à l'entretien de la vie; c'est le soleil qui fournit la chaleur bienfaisante sans laquelle le monde animé s'éteindrait. (Voyez LUMIÈRE, CALORIQUE.) L'observation des taches du soleil a conduit à la découverte que le soleil, que, dans le système de Ptolémée, on croyait immobile au centre de l'univers, tourne sur son axe, et que cette révolution s'achève dans l'espace de 25 jours 14 heures 8 minutes. On a, de plus, découvert que l'équateur du soleil est incliné à l'écliptique de 7° 50'. L'équa-

leur solaire est incliné à l'équateur terrestre de 27° 10', et il le coupe à 13° 26' du point équinoxial. Le soleil paraît tourner d'orient en occident. Le mouvement journalier n'est pas réel: l'apparence est causée par la rotation de la terre sur son axe d'occident en orient. Ce mouvement journalier est considéré comme réel dans le système de Ptolémée et de Tycho-Brahe. L'apogée du soleil est à 8° 50' environ du Cancer, point du ciel où l'astre se trouve vers la fin de juin; le lieu de son périhélie est au point opposé vers la fin de décembre. Le soleil est donc plus près de la terre en hiver qu'en été. Le froid de l'hiver tient à l'obliquité des rayons plutôt qu'à la distance du soleil. La grandeur du soleil comparée à celle de la terre est comme 14 0000 à 1. Sa densité est à celle de la terre comme 1 : 4.

SOLIDE. Épithète appliquée à l'un des états sous lesquels les corps se présentent à l'observation.

SOLUBILITÉ. C'est la propriété qu'a un corps de se dissoudre dans l'eau ou dans tout autre liq. (Voyez DISSOLUTION). La solubilité est aussi variable que la fusibilité. Il n'y a pas deux corps qui soient solubles exactement dans les mêmes proportions. Entre le maximum et le minimum de solubilité, il y a une infinité de degrés intermédiaires. C'est ce qui permet de séparer dans un mélange plusieurs corps les uns des autres; et l'analyse en a fait son profit. Il y a à ce sujet une loi fondamentale dont voici l'énoncé: Lorsqu'on met deux ou plusieurs corps dans l'eau, tous ceux qui pourront se combiner se combineront; les composés les plus solubles se dissolvent dans l'eau, et les moins solubles se précipitent en entraînant une certaine quantité des composés solubles. Cette loi est bien plus générale et plus conforme à l'expérience que celle de Berthollet, que voici: «Lorsqu'on met ensemble deux sels dissous, et susceptibles de donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble, ou bien à deux sels insolubles, leur décomposition a nécessairement lieu, à moins qu'il ne puisse se former un sel soluble.

SOLUTION. Voyez DISSOLUTION.

SON. Le son est la sensation que le mouvement ondulatoire de l'air, le choc d'un corps élastique, ou toute autre cause, produisent sur le nerf auditif. Toute production de son suppose un milieu gazeux dans lequel le son se propage. Une sonnette qu'on agite sous une cloche dans laquelle on a fait le vide, ne fait entendre aucun bruit. Les ondulations sonores peuvent être comparées aux mouvements des tiges de blé dans un vaste champ. Quelque irrégulier que paraisse au simple aspect le mouvement de ces tiges, on trouve néanmoins que, l'intensité du vent demeurant constante, les ondes sont toutes semblables, et qu'elles sont séparées par des intervalles égaux dans des temps égaux. L'impulsion donnée à une molécule d'air se propage successivement dans toutes les directions; les ondes semblent se

propager circulairement, avec une intensité décroissante à peu près comme celle que produit une pierre lancée au milieu d'une nappe d'eau tranquille.

L'intensité du son dépend de la violence et de l'étendue des vibrations initiales de l'air. Chaque ondulation une fois formée est transmise directement, et ne revient sur elle-même qu'autant qu'elle a été réfléchi par un obstacle qu'elle a rencontré dans sa route. Les vibrations et les molécules aériennes sont toujours extrêmement petites, tandis que les ondes sonores varient depuis quelques pouces jusqu'à plusieurs pieds de longueur. Les différentes espèces d'instruments de musique, la voix de l'homme, celle des animaux, le chant des oiseaux, le bruit d'une cataracte, le grondement du tonnerre, le sifflement du vent, etc., montrent la variété infinie des vibrations aériennes, et la délicatesse prodigieuse de l'oreille, capable d'apprécier les moindres différences dans les lois de l'oscillation moléculaire. Tous les bruits sont occasionnés par des impulsions irrégulières communiquées à l'oreille : si ces impulsions sont courtes, subites, et répétées avec une certaine vitesse, l'oreille ne saisit plus les intervalles de silence, et le son semble continu. L'oreille est ici comparable à l'œil, qui ne distingue pas les intervalles des disques colorés, lorsque ceux-ci sont rapidement tournés autour de leur axe. (*Voyez LUMIÈRE*). Pour qu'un simple bruit devienne un son musical, il faut que les impulsions, et conséquemment les ondulations de l'air, soient exactement similaires en durée et en intensité, et qu'elles reviennent après des intervalles de temps égaux. Les sons graves sont produits par des vibrations très-lentes, qui deviennent de plus en plus rapides à mesure que le son s'élève ou devient aigu. Des sons très-graves ne sont pas également entendus par tout le monde. Ainsi, Wollaston a observé que quelques personnes, bien qu'elles ne soient pas sourdes, sont tout à fait insensibles au cri du criquet, tandis que chez d'autres ce même cri produit une sensation désagréable. Wollaston conclut de ses expériences que l'ouïe de l'homme est limitée à environ neuf octaves, depuis le son le plus grave de nos instruments jusqu'au son le plus aigu de nos insectes. Comme rien ne s'oppose à ce que le nombre des vibrations soit aussi nombreux que possible, il peut y avoir des animaux dont l'ouïe commence là où la nôtre finit.

M. Savart, auquel l'acoustique doit tant de progrès, a démontré que l'oreille perçoit des sons dont le nombre de vibrations excède 25,000 par seconde. Onze et même cinq passages d'une barre dans une fente ménagée entre deux planches c'est-à-dire onze et même cinq vibrations suffisent pour donner un son continu. Le choc de deux dents sur une carte suffit pour déterminer un son perceptible. La susceptibilité de l'organe de l'ouïe est donc admirable : de 25,000 vibrations il résulte pour lui une sensation qu'il distingue facilement de

toutes les autres. Il perçoit des sons qui ne durent pas $\frac{1}{40000}$ de seconde.

La vitesse du son est uniforme, et indépendante de la nature, de l'étendue et de l'intensité de l'impulsion première. Mais la vitesse avec laquelle le son est transmis dépend de l'élasticité du milieu qu'il traverse. En conséquence, elle est plus grande en été qu'en hiver, la pression étant supposée constante. Dans un air sec, à la température de la glace fondante, le son se propage en raison de 1099 pieds par seconde. Comme tous les phénomènes de propagation du son sont de simples conséquences des propriétés physiques de l'air, ils ont été rigoureusement calculés. Cependant, l'expérience a démontré que la vitesse réelle du son excède d'environ un sixième la vitesse théoriquement calculée. Laplace soupçonna que cette différence pourrait tenir d'une augmentation de l'électricité de l'air, par suite du développement de calorique latent pendant les ondulations du son ; c'est ce que confirme le résultat du calcul. Les molécules de l'air subitement comprimées laissent échapper leur calorique latent ; et, comme l'air est un très-mauvais conducteur, le calorique s'accumule, produit une élévation de température momentanée, et accélère la propagation du son.

L'eau conduit le son beaucoup plus rapidement que l'air : le son parcourt dans l'eau 4708 pieds par seconde. Un homme plongé dans l'eau entend plus faiblement les sons produits dans l'air que ceux produits sous l'eau. M. Colladon a pu communiquer le son produit par une cloche du poids de 63 kilogrammes, sous les eaux du lac de Genève, à une distance de 15,500 mètres. Lorsqu'on écoute de près un coup frappé par un marteau sur un corps en partie plongé dans l'eau, en se servant d'un appareil hydro-acoustique, on entend distinctement deux bruits : le premier, conduit par l'eau est plus bref et paraît moins intense que le dernier, transmis par l'air. Mais à mesure que l'on s'éloigne le rapport des deux intensités varie, et, à une distance suffisante, le premier perçu dans l'eau est beaucoup plus intense que le second perçu dans l'air. En augmentant encore la distance, on continue d'entendre distinctement le bruit dans l'eau, lors même qu'il est impossible d'entendre aucun son transmis dans l'air par un temps parfaitement calme, et pendant le silence de la nuit. Dans l'air, il est difficile d'augmenter beaucoup l'intensité des sons perçus ; pour les sons transmis dans l'eau, M. Colladon a imaginé des instruments dont le pouvoir grossissant peut être augmenté jusqu'à une limite qui n'est pas connue. Le bruit d'une chaîne agitée sous l'eau se distingue si bien, qu'on s'aperçoit, à une distance de 4 ou 5000 mètres, qu'un bâtiment jette l'ancre. Suivant M. Colladon, on pourrait, dans des circonstances favorables, avec des moyens énergiques et bien combinés, communiquer sous la mer, à des distances de quelques 100,000 mè-

tres. Dans beaucoup de localités, l'intensité du son dans la mer, loin de décroître proportionnellement au carré de la distance, ne diminue que proportionnellement à la simple distance. La vitesse du son dans les corps solides est plus grande encore que dans l'eau. Un son qui met quelque temps à traverser l'air, traverse presque instantanément un cylindre de bois de 50 mètres de longueur; conséquemment le même son est perçu double : la première fois il est transmis du cylindre de bois, et la seconde fois il nous arrive par le milieu aérien. Le son est susceptible de traverser des tiges de fer, de verre, etc., en raison de 6000 mètres par seconde.

La vitesse de la propagation est entravée par diverses circonstances, telles que la neige, la pluie, et tous autres phénomènes météorologiques qui troublent l'homogénéité de l'air. Suivant M. de Humboldt, c'est en raison de l'homogénéité plus grande de l'atmosphère qu'on entend les sons mieux la nuit que le jour. Ce qui appela sur ce sujet l'attention de l'illustre savant, ce fut le bruit des grandes éataractes de l'Orinoco, qui semblait être trois fois plus intense la nuit que le jour. On peut ajouter à cela que l'ouïe étant moins occupée par mille bruits divers qui se font entendre pendant le jour, est plus apte à percevoir distinctement le moindre son au milieu du silence de la nuit.

L'influence qu'exerce un milieu sur un corps en vibration dépend de la forme du corps et de la manière dont il est ébranlé; elle peut être nulle dans certains cas. Elle est d'autant plus grande sur un corps qui vibre transversalement, que les parties vibrantes ont plus d'étendue. Lorsqu'on verse un liquide dans un vase, le son baisse beaucoup, et d'autant plus que le liquide est plus dense. Si l'on frappe un verre rempli de mousse de bière ou de vin de Champagne, ou d'un gaz quelconque dont les molécules soient enveloppées d'une pellicule liquide, le son ne se fait plus entendre : il est éteint par l'élasticité de la molécule gazeuse renfermée dans l'enveloppe.

La théorie et l'expérience sont d'accord pour nous apprendre que le son est susceptible de se réfléchir comme la lumière. Le son réfléchi, c'est-à-dire renvoyé d'une surface solide sous un angle égal à l'angle d'incidence, constitue l'*écho*.

Si la surface réfléchissante est concave, l'écho est à son maximum d'intensité pour un observateur placé au foyer de la parabole. Le bruit du tonnerre tient en grande partie à la réflexion du son qui accompagne la décharge électrique constituant la foudre. Mais le prolongement (roulement) lui-même du tonnerre est dû, selon J. Herschel, aux bruits successifs qui accompagnent les zigzags de la foudre dans un espace de plusieurs milliers de mètres.

Les lois de l'interférence s'appliquent également au son. Les sons produits par deux cor-

des (d'un instrument de musique) égales et similaires seront à l'unisson, si ces cordes communiquent à l'air, dans le même espace de temps, le même nombre de vibrations. Supposons maintenant deux cordes presque à l'unisson, de manière que l'une exécute 100 vibrations dans une seconde, et l'autre 101 vibrations dans le même intervalle: pendant les premières vibrations, les deux sons qui en résultent se combineront de façon à n'en former qu'un seul d'une intensité double de chacun pris isolément, parce que les ondes aériennes coïncident sensiblement en temps et lieu; mais peu à peu l'un gagnera sur l'autre, et, à la cinquantième vibration, la première corde sera d'une demi-oscillation en avance sur la seconde. Or, les ondes aériennes qui produisent le son étant sensiblement égales, au moment où l'excès de vitesse de l'une coïncide avec l'autre, les vibrations se détruiront, et il y aura un instant de silence. Mais immédiatement après le son se renouvelle, en croissant en intensité jusqu'à la centième vibration, où les deux cordes se combinent pour produire un son d'une intensité double. Ces intervalles de silence et de maximum d'intensité se reproduiront chaque seconde. Ainsi donc, l'interférence est la simultanéité de deux ondulations dans lesquelles les longueurs des ondes sont les mêmes; et comme l'amplitude d'une ondulation peut être diminuée par l'addition d'une autre transmise dans la même direction, il s'ensuit qu'une onde peut être absolument détruite par une autre lorsque des ondes de même longueur sont transmises dans la même direction, pourvu que les *maxima* des ondulations soient égaux, et que l'une suive l'autre de la moitié de la longueur d'une onde.

L'interférence a été parfaitement démontrée par une expérience de M. Marloye et de M. Westone. On prend un tube à deux ouvertures ou deux branches, et on les fait résonner sous l'influence d'une plaque de laiton disposée de manière à rendre le même son. Si, pendant que la plaque vibre, on place les ouvertures des deux branches sous deux ventres alternes ou non immédiatement consécutifs, le tuyau résonne, parce que les ondes qui se forment dans les deux branches sont toutes deux de même nom, condensées ou dilatées. Le tube résonne encore si on place une seule ouverture sur un des ventres, de manière à donner naissance à une seule onde. Mais si on place les deux branches sur deux ventres consécutifs, de manière à y engendrer des ondes de noms différents, l'une condensée, l'autre dilatée, il y a interférence, et le tuyau ne sonne plus. Du son ajouté à du son donne donc du silence. Le tuyau commence de nouveau à sonner, si l'on soustrait une des ouvertures à l'influence de la plaque.

Un souffle d'air poussé par la langue dans l'ouverture d'un tube comme, par exemple, la flûte, la clarinette, etc., imprime à la colonne inférieure de l'air des vibrations longitudinales,

par suite de la condensation et de la rarefaction alternatives de ses molécules. En même temps la colonne se divise spontanément en nœuds, dans lesquels l'air vibre longitudinalement, mais avec une vitesse inversement proportionnelle à la longueur des divisions. Les nœuds sont produits, selon le principe des interférences, par la réflexion des ondulons longitudinales de l'air aux extrémités du tuyau, comme dans la corde; seulement, dans l'instrument à cordes les ondulons sont transverses, tandis que, dans l'instrument à vent, elles sont longitudinales. Un tuyau d'orgue, ouvert ou fermé aux deux bouts, donne en vibrant, outre le son fondamental, les sons harmoniques, en se divisant spontanément en deux, trois, quatre, etc., segments. La colonne entière donne la note fondamentale, en produisant des ondes de la même longueur que le tuyau. Le son harmonique est produit par des ondes ayant la moitié de la longueur du tuyau; les ondes du second son harmonique ont le tiers de la longueur du tuyau, etc. Les segments harmoniques sont en nombre égal dans le tuyau ouvert et dans le tuyau fermé, mais ils occupent des places différentes. Dans un tuyau fermé les deux extrémités sont des nœuds, tandis que dans le tuyau ouvert chaque extrémité coïncide avec un demi-segment, parce que l'air, en ces points, étant en contact avec l'air extérieur, n'est ni raréfié ni condensé.

Voici, en résumé, les principes auxquels on est arrivé au sujet des *tuyaux ouverts ou fermés* (flûtes, etc.) :

1° Dans les tuyaux semblables, le nombre des vibrations est en raison inverse des dimensions homologues.

2° Lorsque deux ou plusieurs tuyaux rectangulaires sont tels que le produit de la hauteur par la profondeur est le même, ces tuyaux rendent le même son, quelle que soit d'ailleurs leur largeur.

3° On peut diminuer indéfiniment la largeur d'un tuyau sans altérer sensiblement le son, dont l'intensité seule varie, pourvu que l'on diminue la bouche proportionnellement.

4° Dans les flûtes, la nature des parois n'a pas d'influence sensible sur le son quand leur résistance est suffisante.

5° Dans les flûtes, la différence dans la résistance des parois apporte de grandes modifications, tant dans le son que dans son intensité et dans son timbre.

6° Si, à l'aide d'un tiroir, on ferme une flûte ouverte à l'endroit du nœud de vibration, le son ne change pas; son intensité et son timbre sont seuls modifiés. Deux flûtes octaviées, l'une ouverte, l'autre fermée, peuvent se diviser toutes deux au nœud de vibration, sans que le son varie.

7° Dans les tuyaux d'orgue, le son est produit par des condensations et dilatations alternatives qui résultent du frottement de la lame d'air contre le biseau de la lèvres supérieure de la bouche du tuyau; la colonne d'air

renfermée dans celui-ci ne fait que régulariser les vibrations et fixer le son, en vibrant elle-même à l'unisson.

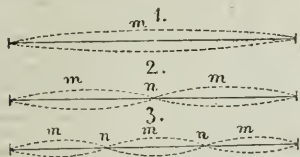
Vibration des plaques. Dans les plaques de même matière et de même forme, le nombre des vibrations est en raison directe des épaisseurs et en raison inverse des surfaces. De plus, quel que soit le rapport qui existe entre les nombres de vibrations de deux plaques homogènes, ce rapport est sensiblement le même dans toute la succession harmonique; ce que l'on peut vérifier en recouvrant les plaques de sable, et comparant les sons correspondants aux mêmes figures. Lorsque l'élasticité de la plaque n'est pas la même en tous sens, le son ou le mode de division est plus ou moins modifié.

La rotation de la poudre de lycopode sur les plaques circulaires n'est due qu'à la translation des lignes nodales autour du cercle. Pour le démontrer, on recouvre la plaque de lycopode, on la fait vibrer; puis, quand le son est bien soutenu et que le lycopode tourne avec vitesse, on ramène sous la plaque un tuyau qui puisse vibrer à l'unisson. Alors chaque ventre de vibration qui passe sous le tuyau le fait sonner, ce qui occasionne des intermittences de son d'abord très-rapides, mais qui se ralentissent promptement si l'on cesse d'attaquer la plaque avec l'archet. Cependant il arrive, longtemps après que le lycopode est en repos, qu'on entend encore passer les ondes.

Sons musicaux. Lorsque les particules d'un corps élastique sont subitement comprimées par un choc, elles reviennent à leur position naturelle par une série d'oscillations isochrones, dont la rapidité, la force et la durée dépendent de l'élasticité, de la forme et du mode d'agrégation des particules du corps. Ces oscillations sont communiquées à l'air, et, en raison de l'élasticité de ce fluide, elles produisent alternativement des condensations et des dilatations dans les couches de l'air. Une corde ou un fil métallique tendu entre deux tiges fixes, lorsqu'on la tire et qu'on la lâche subitement, continue à vibrer jusqu'à ce que sa rigidité et la résistance de l'air la ramènent au repos. Ces oscillations peuvent être rotatoires, s'exécuter dans tous les plans, ou être limitées à un seul plan, suivant le mouvement communiqué.

Dans le piano-forte, où les cordes sont frappées par un marteau, les vibrations consistent probablement en un mouvement vibratoire allant d'une extrémité à l'autre. Le même corps sonore peut produire différents modes de vibrations. Supposons une corde vibrante donnant *l'ut* le plus grave du piano; si l'on tient cette corde exactement par le milieu, on pourra s'assurer que chaque moitié exécutera le double des vibrations de la longueur totale de la corde; les vibrations d'une moitié marchent en sens contraire des vibrations de l'autre moitié de la corde, et le son qu'elles produisent est l'octave de *l'ut* fondamental donné par la corde

entière. Si l'on tend la corde au tiers de sa longueur, les vibrations seront trois fois plus rapides que celles de la corde entière, et donneront la douzième note au-dessus de l'*ut* fondamental, c'est-à-dire la *quinte*. Si l'on tend la corde au quart de sa longueur, les oscillations qu'elle donne seront quatre fois plus rapides que celles de la longueur totale, et on aura la deuxième octave au-dessus de l'*ut* fondamental, et ainsi de suite. Les trois derniers sons (l'octave, la quinte et la double octave) sont appelés *harmoniques*, de la note fondamentale. Une corde vibrante qui fait en même temps entendre les sons harmoniques doit se diviser spontanément en deux, trois, quatre, etc., segments, dans des états vibratoires, opposés et séparés les uns des autres par des intervalles de repos. Ce qui le prouve, c'est que des morceaux de papier placés à la moitié, au tiers, au quart, etc., de la corde correspondant aux sons harmoniques, restent en repos pendant que la corde est en vibration, tandis qu'ils s'envolent lorsqu'on les place sur les points intermédiaires de ces segments. Les points en repos sont appelés *nœuds* ou *lignes nodales*, et se déduisent de la loi des interférences; les points en mouvement portent le nom de *ventres* ou *lignes ventrales*. Les sons harmoniques coexistent fréquemment avec le son fondamental d'un corps vibrant. Ainsi, en touchant une des cordes de la basse d'un piano, on entend en même temps l'octave et la quinte de la corde touchée. Suivant la loi de la coexistence des ondulations, non-seulement la totalité, mais les parties de la corde sont en même temps dans différents états de vibration; et tous les sons qui en résultent sont perçus simultanément. Les figures ci-jointes :



représentent des cordes en vibration. Les lignes droites désignent les cordes à l'état de repos. La figure 1 donne la note fondamentale, soit l'*ut*. Les 2^e et 3^e figures donnent le premier et le second son harmonique, c'est-à-dire l'octave et la quinte au-dessus; *n n n* sont les nœuds ou lignes nodales; *m m m m m*, les ventres ou lignes ventrales.

L'harmonie consiste dans une combinaison de sons qui flatte le plus l'oreille. Deux cordes exécutant leurs vibrations dans le même espace de temps, sont à l'*unisson*. Lorsque les vibrations sont dans des rapports simples, en d'autres termes, lorsque l'une des cordes exécute *so* vibrations pendant que les autres en exé-

cutent 20, 30, 40, etc., les sons qui en résultent constituent un accord parfait. Il y a, au contraire, dissonance lorsque ces rapports sont représentés par des nombres fractionnaires.

Enfin, le nombre des vibrations produites par une corde est en raison inverse de sa longueur, en raison inverse de son rayon, et directement proportionnel à la racine carrée du poids qui la tend.

Ainsi, l'âme se plaît dans l'ordre, déjà *a priori* et avant même que l'intelligence l'ait trouvé et expliqué. Car, bien des siècles avant l'invention de l'acoustique, branche de physique en quelque sorte nouvelle, l'oreille de l'homme éprouvait une sensation agréable en entendant des accords musicaux.

Chladni, en étudiant les modes de divisions des plaques carrées et rectangulaires, crut devoir les rapporter tous à des systèmes de lignes nodales parallèles aux côtés de la plaque. Il avait appelé modes primitifs et générateurs les figures composées de lignes droites parallèles aux côtés, et se coupant perpendiculairement. Il faisait dériver les autres des modes primitifs par un nombre plus ou moins grand de distorsions. M. Savart a démontré par de nombreuses expériences que, dans les figures désignées par Chladni sous le nom de distorsions, les lignes nodales sont dans un état d'équilibre stable, tandis que, dans celles qui semblent former un réseau composé de lignes parallèles ou perpendiculaires, ces lignes sont dans un état d'équilibre instable. Les figures régulières de Chladni étaient donc réellement des irrégularités et des types chimériques. Dans son grand travail sur les plaques carrées, rectangulaires, triangulaires, polygonales, elliptiques, M. Savart se proposait de déterminer pour chaque genre de plaques quelles sont les vraies figures élémentaires et génératrices dont on puisse déduire toutes les autres, sinon dans leurs particularités, du moins dans leur ensemble. Il a montré que les figures composées peuvent être distribuées en séries; toutes celles dans lesquelles le nombre des lignes dans un sens diffère de la même quantité du nombre des lignes dans l'autre sens, présentent le même caractère. Ainsi, parmi les plaques carrées, les figures que l'on désigne, suivant la notation de Chladni, par $\frac{2}{4}$, $\frac{5}{5}$, $\frac{4}{6}$, etc., ont une physionomie commune; les notations $\frac{2}{1}$ et $\frac{5}{3}$, etc., expriment tout simplement 2 lignes dans un sens et 1 dans l'autre, ou 5 dans un sens et 3 dans l'autre, etc. : on arrive de cette manière à des lois générales très-remarquables. Ainsi, dans les plaques carrées, lorsqu'il y a une seule diagonale nodale dans l'une des figures génératrices, ce qui a lieu toutes les fois que la différence entre les nombres des lignes dans les deux sens est un nombre impair, elle se trouve toujours et sans altération dans toutes les figures composées; lorsqu'il y a deux diagonales nodales dans l'une des figu-

res génératrices, elles se reproduisent intactes dans toutes les figures composées, etc. Toutes les figures acoustiques des plaques carrées sont composées de lignes parallèles aux côtés, toujours en nombre égal pour les deux sens; et de lignes parallèles aux diagonales, en nombre égal ou inégal pour les deux sens. Ces deux systèmes de lignes en se combinant engendrent toutes les figures, qu'on devra dès lors désigner par les notations m/m P, $m'n'$ D, m P + $m'n'$ D, indiquant m lignes parallèles dans les deux sens; m' diagonales dans un sens, et n' dans l'autre, les deux systèmes réunis.

Lorsqu'on considère attentivement un grand nombre de figures acoustiques de plaques triangulaires, on ne tarde pas à reconnaître qu'il y en a de simples et de composées. Les premières doivent être divisées en deux classes: les unes, formées de lignes parallèles aux côtés de la plaque; les autres, de lignes perpendiculaires à ces mêmes côtés. Toutes les autres figures sont des combinaisons de figures simples.

En résumé, 1° les figures acoustiques des polygones réguliers sont de deux ordres, les unes sont simples et les autres sont composées; 2° les figures simples ou génératrices sont formées, les unes de lignes parallèles aux directions de plus grande résistance à la flexion, les autres de lignes parallèles aux directions de moindre résistance à la flexion; 3° les figures composées se forment de la réunion de deux figures génératrices, sans addition de lignes nodales étrangères; elles se composent donc de deux systèmes de lignes de repos: les unes qui sont parallèles à la direction de plus grande résistance, les autres à la direction de moindre résistance à la flexion; 4° enfin les figures acoustiques d'un même polygone peuvent être coordonnées en un tableau double, dans lequel chaque figure, si compliquée qu'on la suppose, a sa place déterminée.

Chladni a soutenu que les modes de division des plaques circulaires se composent ou de lignes nodales circulaires seules, ou de lignes diamétrales seules, ou enfin de lignes circulaires et de lignes diamétrales réunies. Cette assertion est confirmée par l'expérience. Si l'on place sur une ligne horizontale les modes de division formés d'une, deux, trois lignes nodales circulaires, et sur une ligne verticale les figures formées de lignes diamétrales seules, on composera un tableau dans lequel viendront se ranger dans leur ordre respectif toutes les figures formées à la fois de lignes circulaires et de lignes diamétrales. Les premières sont représentées par les notations 1 c, 2 c, 3 c...; les secondes, par 1 d, 2 d, 3 d...; les figures composées seront désignées, dès lors, par l'ensemble de ces deux notations.

Celles de ces figures qui sont plus compliquées résultent de la combinaison de deux et quelquefois trois modes de division, dont les nombres de vibration sont dans des rapports

simples, comme 1 : 1; 1 : 2; 1 : 3. La partie centrale de la figure peut manquer, si les divisions diamétrales sont trop multipliées. Dans d'autres circonstances, c'est le pourtour de la plaque qui semble dépourvu de parties vibrantes, parce que les lignes circulaires sont trop rapprochées.

Les figures acoustiques des plaques elliptiques sont en général d'une régularité remarquable. L'une des séries génératrices se compose de lignes nodales elliptiques avec ou sans grand axe; les figures qui se dessinent avec une grande pureté, les lignes nodales, quel qu'en soit le nombre, sont des ellipses ou des hyperboles d'une régularité qu'on pourrait appeler géométrique; et, ce qui est extrêmement remarquable, toutes les ellipses et toutes les hyperboles ont les mêmes foyers que l'ellipse qui forme le contour de la plaque.

Les plaques rectangulaires présentent des figures acoustiques de trois espèces bien distinctes. Elles sont composées: les premières, de lignes parallèles aux côtés dans les deux sens; les secondes, de lignes parallèles combinées avec un plus ou moins grand nombre de lignes obliques d'une inclinaison variable, et qui, dans certains cas, peuvent être des diagonales; les troisièmes, de lignes parallèles aux petits côtés, combinées avec les diagonales, ou des parallèles aux diagonales.

Les modes de division des plaques losange sont encore plus compliqués que ceux des rectangles.

Il semble naturel de penser que, pour des plaques d'un contour quelconque, les lignes nodales ou de repos doivent se rapporter à certaines lignes de résistance à la flexion.

Il restait à déterminer les lois que suivent les nombres de vibrations qui conviennent à chaque série de modes de division. Mais cette détermination présente une grande difficulté, qui consiste dans l'hétérogénéité physique des substances qu'on peut employer pour faire des plaques. Les mêmes modes de division répondent sur des plaques différentes à des sons très-différents. De plus, le temps influe beaucoup sur l'état élastique des plaques de laiton, surtout quand elles viennent d'être recuites; et cette influence est assez grande pour qu'on ne doive pas la négliger. Dans ces circonstances, les tableaux des nombres de vibrations correspondant aux modes de division des plaques ne pourraient être considérés que comme des cas particuliers qui indiqueraient seulement la marche générale des phénomènes, telle qu'elle résulte déjà des recherches de Chladni.

Pour produire les figures, il faut d'une part faire reposer les plaques sur des points d'appui convenablement disposés; de l'autre, comprimer un, deux ou trois points de leur face supérieure. La position des points d'appui doit être subordonnée aux axes de symétrie, aux directions de plus grande et de moindre résistance à la flexion. Parmi ces axes ou ces direc-

tions, il faut dans chaque cas particulier choisir ceux ou celles qui sont parallèles aux lignes nodales qu'on veut obtenir. Le point qui doit être comprimé doit se trouver entre les points d'appui près du lieu de l'ébranlement, sur le bord même de la plaque, ou à une petite distance du bord. On peut employer pour point d'appui du liège un peu ferme, ou du bois tendre taillé en cône obtus.

On ébranle la plaque de trois manières : 1° à l'aide d'une mèche de erin introduite dans un trou de trois ou quatre millimètres de diamètre, pratiqué au centre de la plaque ; 2° au moyen d'une petite verge de bois léger que l'on fait entrer à frottement dans le trou de la plaque, et que l'on frotte avec un morceau de drap recouvert de colophane. Dans ce genre d'ébranlement, les sons dépendent jusqu'à un certain point du poids et de la longueur même des verges ; le mode de division pourrait être déformé, si la verge était trop longue, ou avait trop de masse ; 3° le plus ordinairement on emploie des archets ; mais il faut avoir soin de proportionner leur force ou leur masse à la plaque et à la nature des sons qu'on veut obtenir. Le son dépend aussi de la quantité de colophane. Les crins noirs sont préférables aux blancs, et ils sont assez enduits de colophane quand ils ont une teinte très-légèrement grisâtre. L'archet doit être tiré lentement et pressé contre la plaque, si l'on veut obtenir un son grave ; rapidement et avec une pression faible, si l'on veut avoir un son aigu.

Pour obtenir sur le papier un grand nombre de figures, M. Savart a eu recours à un procédé fort ingénieux. Il consiste à substituer au sable une poussière colorante hygrométrique réduite en grains, et à appliquer sur la plaque même une feuille de papier mouillé, à laquelle la matière colorante s'attache. On obtient ainsi des *fac-simile* de figures reproduisant jusqu'aux petites particularités l'arrangement de la poudre sous l'influence du mouvement vibratoire. Pour former la poudre colorante, on prend des pains de tournesol, on les pulvérise, on les humecte avec de l'eau gommée, on fait évaporer jusqu'à sécherie, on pulvérise de nouveau, et l'on fait passer successivement dans deux tamis, l'un à mailles assez écartées pour extraire les grains trop gros, l'autre à mailles fines pour extraire la poussière la plus ténue. Ce qui reste constitue une poudre d'un grain égal, et d'une densité telle qu'elle trace des figures d'une netteté et d'une finesse de traits admirables.

M. Savart a fait une application assez curieuse des faits que nous venons d'énumérer. Il paraît que, toutes les fois qu'un corps est configuré de telle manière que l'amplitude de ses oscillations devient très-petite à certains points de son étendue, il peut arriver que d'autres modes de divisions, dont le nombre de vibrations est dans un rapport simple avec celui du mouvement principal, se produisent en même temps que lui, et acquièrent

une grande amplitude d'oscillation, la où le mouvement principal n'en peut avoir qu'une très-faible. D'après cela, quand on considère la disposition du limaçon (oreille interne) chez les mammifères, et quand on fait attention qu'il est formé par une cloison qui n'est autre chose qu'une lame triangulaire très-allongée, tournée en spirale rampante, on se demande s'il ne serait pas l'organe de l'harmonie, en même temps qu'il aurait pour fonction de rendre l'organe de l'ouïe plus susceptible d'entrer facilement en vibration. Comme les modes de division qui peuvent ainsi se produire s'accompagnent toujours de nombres de vibrations qui sont dans des rapports simples, cette circonstance expliquerait pourquoi l'accord *ut, mi, sol, ut*, nous paraît le plus parfait ; et l'on n'irait plus chercher la base de l'harmonie dans les corps sonores, lorsqu'elle ne peut être que dans l'organe de l'ouïe elle-même.

Les sons existent-ils réellement en dehors et indépendamment de nous, ou ne sont-ils qu'une manière d'être du nerf acoustique, mis en jeu par les vibrations des corps élastiques ? En tout temps les philosophes se sont beaucoup occupés de la solution de cette question. S'il m'était permis de hasarder à ce sujet une opinion, je dirais que les sons ne sont qu'une manière d'être du nerf acoustique, et qu'ils n'ont pas une réalité absolue, c'est-à-dire, indépendante de notre organisation. Ce qui le prouverait, c'est qu'une irritation quelconque exercée sur le nerf acoustique produit la sensation d'un son, de même que l'irritation du nerf optique produit la sensation de la lumière.

SONOMÈTRE. On appelle ainsi un instrument donnant une mesure invariable et parfaitement connue, à laquelle tous les sons pourraient être comparés. M. Marloye a construit avec le plus grand soin un diapason étalon sonnant *ut*³, c'est-à-dire, donnant 312 vibrations par seconde, et pouvant être entendu à 20 ou 30 mètres. C'est un véritable sonomètre. L'unité ou le point de départ est l'*ut*, son correspondant à l'onde sonore, qui exécuterait une vibration simple dans une seconde, l'onde sonore qui exécuterait 2, 4, 8, 16 vibrations par seconde, donnerait des *ut* successifs. Le son correspondant à 128 vibrations, ou à un nombre de vibrations marqué par la septième puissance de 2, est le son que Chladni a nommé *ut*. L'*ut*³, ou la double octave de *ut*¹, est le son rendu par le diapason étalon de M. Marloye.

Le sonomètre de M. Marloye peut servir à mesurer le nombre de vibrations d'un son quelconque. Pour y parvenir, il faut amener les deux cordes placées sur le sonomètre à l'octave grave du diapason c'est-à-dire à *ut*², = 256 vibrations par seconde. Alors, à l'aide d'un chevalet mobile qu'on fera glisser sous l'une des cordes, en appuyant légèrement le doigt sur le point de la corde qui touche au chevalet, on prendra le son dont on veut détermi-

ner le nombre de vibrations; puis, après avoir consulté l'échelle métrique pour connaître la longueur de la corde, on divisera 236000 par le nombre de millimètres trouvé; le quotient exprimera le nombre de vibrations cherché. La raison en est que la corde ayant un mètre de longueur et exécutant 236 vibrations par seconde, si elle était réduite à un millimètre de longueur, en la supposant d'ailleurs d'une flexibilité parfaite, elle exécuterait 236000 vibrations dans le même temps, puisque les nombres de vibrations sont en raison inverse des longueurs des cordes. Donc, il est évident que jusqu'à une certaine limite, dépendante de la nature et du diamètre de la corde, le quotient de la division de 236000 par le nombre de millimètres exprimant la longueur de la corde, donnera le nombre de vibrations de cette corde.

On trouvera par ce procédé simple le nombre de vibrations de tous les sons compris entre *ut*² et *ut*⁵; pour ceux qui seront plus élevés que ce dernier, on en prendra de même

l'unisson avec un chevalet mobile; mais, au lieu de compter de suite la longueur de la corde, ce qui conduirait à une erreur d'autant plus grande que la corde serait plus courte, on laissera ce chevalet en place, et l'on prendra sur la seconde corde avec le second chevalet l'octave grave du premier son; puis sur la première corde on prendra l'octave grave du second, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'on arrive au-dessous de *ut*⁵; alors seulement on mesurera la corde pour effectuer la division comme ci-dessus, et l'on doublera le quotient autant de fois qu'on aura pris d'octaves au grave.

Si le son proposé est compris entre *ut*¹ et *ut*², on prendra son octave aiguë, ou bien on substituera à l'une des cordes une autre corde d'un diamètre au moins double, qu'on amènera à *ut*¹.

Le tableau suivant donne les longueurs des cordes du sonomètre, et les nombres de vibrations pour les sons de la gamme, soit chromatique, soit tempérée.

LONGUEUR DES CORDES en millimètres.		NOMBRE DE VIBRATIONS SIMPLES par seconde.	
<i>Gamme vraie.</i>	<i>Gamme tempérée.</i>	<i>Gamme vraie.</i>	<i>Gamme tempérée.</i>
Ut	1000	Ut ²	236,0
Ut dièse	960	Ut dièse	266,7
Ré bémol	926	Ré bémol	276,1
Ré	889	Ré	287,9
Ré dièse	835	Ré dièse	300,1
Mi bémol	855	Mi bémol	307,5
Mi	800	Mi	320,0
Mi dièse	768	Mi dièse	335,5
Fa bémol	784	Fa bémol	326,5
Fa	750	Fa	341,5
Fa dièse	720	Fa dièse	353,3
Sol bémol	691	Sol bémol	369,1
Sol	666	Sol	384,5
Sol dièse	640	So dièse	400,0
La bémol	625	La bémol	409,6
La	600	La	425,6
La dièse	576	La dièse	444,4
Si bémol	556	Si bémol	460,4
Si	535	Si	480,5
Si dièse	512	Si dièse	500,0
Ut bémol	521	Ut bémol	491,5
Ut ³	500	Ut ³	512,0

Ce sonomètre est muni de deux règles divisées, l'une suivant la gamme chromatique vraie, l'autre suivant la gamme chromatique tempérée; en sorte qu'on peut faire apprécier à l'oreille, soit par une succession de sons, soit par des accords, les altérations que le tempérament apporte en musique dans les instruments à son fixe. On rectifie ainsi une erreur fort accréditée chez les musiciens, qui consiste à croire que le dièse du physicien est véritablement le bémol du musicien, on, en d'autres termes, que l'*ut* dièse, par exemple, est identique avec le *ré* bémol, ce qui n'est pas vrai. Pour faire une gamme sur ce sonomètre, il faut mettre les deux cordes à l'unisson,

faire l'*ut* sur l'une, et le reste de la gamme sur l'autre. Pour faire des accords soit vrais, soit tempérés, on place le chevalet sous chaque corde, en ayant soin de les faire correspondre à des divisions d'une même règle.

SONORE. Voyez SON.

SOUDE. Synonymes: *Soude caustique; Hydrate de soude; Alkali minéral; Natron; Protoxyde de sodium.* Il existe une si grande ressemblance entre la potasse et la soude, qu'il est difficile de distinguer l'une de l'autre. Les propriétés alcalines, la saveur, la causticité, etc., sont un peu moins marquées dans la soude que dans la potasse. Comme la potasse, la soude contient toujours au moins

1 éq. d'eau, qu'on ne peut lui enlever qu'au moyen d'un acide qui se substitue à l'eau. Le protoxyde de sodium anhydre n'existe pas; car l'oxyde qu'on obtient par la combustion du sodium dans l'oxygène sec est un *sesquioxyde*. La soude la plus concentrée contient 22,3 pour cent d'eau. Elle est déliquescente comme la potasse. Sa solubilité dans l'eau est indéfinie; sa dissolution laisse, à une température assez basse, déposer des cristaux d'hydrate de soude. Elle fond au rouge obscur; au delà de cette température, elle se volatilise. Elle est un peu moins volatile que la potasse.

La soude sature très-bien les acides, et forme des sels éminemment solubles. La soude caustique n'existe pas dans la nature. On la rencontre à l'état de combinaison (carbonate, chlorure, iodure, sulfate, etc.) dans les eaux de la mer et dans toutes les plantes marines, dont les cendres fournissent la soude de varech (*Barillus*, *Kelp*). Les genres *salsola*, *salicornia*, *jucus*, sont les plus riches en soude. La soude se trouve dans le sel gemme à l'état de chlorure, ce qui lui a fait donner, par les anciens, le nom d'*alcali minéral*.

On retire la soude, comme la potasse, du carbonate, en employant les mêmes procédés que pour la préparation de la potasse. A cet effet, on traite le chlorure de sodium par de l'acide sulfurique: il se dégage de l'acide chlorhydrique (*esprit de sel*), qu'on recueille pour d'autres usages. Le sulfate de soude qu'on a pour résidu (*caput mortuum*) est ensuite calciné avec du charbon et de la chaux, jusqu'à consistance pâteuse. On obtient ainsi du sulfure de sodium (sulfate de soude décomposé par le charbon), qui cède son soufre à la chaux. Le sodium, devenu libre, s'oxyde et se carbonate; de sorte que la soude, ainsi préparée, contient toujours un peu de carbonate. C'est là la *soude artificielle* du commerce.

La soude est composée de sodium et d'oxygène. La quantité de sodium qui se combine avec 100 d'oxygène est = 290,92 (Na)

100

390,92 = 1 éq. de

soude réelle = Na O, auquel il faut ajouter

1 éq. d'eau = 112,48

503,40 = NaO,HO.

L'équivalent de la soude est donc moins pesant que l'équiv. de potasse, et la capacité de saturation de sodium pour l'oxygène est plus grande que celle du potassium, puisqu'une quantité moindre de sodium sature la même quantité d'oxygène que le potassium.

Caractères distinctifs de la soude et de la potasse. Des fragments de potasse et de soude exposés à l'air (dans des capsules de porcelaine) absorbent l'humidité, et finissent par couler (*déliquescence*); mais, au contact prolongé de l'air, la potasse reste déliquescente (*carbonate de potasse déliquescant*), tandis que la soude prend l'aspect d'une farine blan-

che; elle s'effleurit (*carbonate de soude efflorescent*).

La soude a de nombreux usages. Elle sert dans la fabrication du verre, du savon, dans la préparation de la lessive, etc. La soude a aujourd'hui presque partout remplacé la potasse; il n'y a que les cristaux dont la fabrication exige absolument l'emploi de la potasse.

Les sels de soude sont encore plus solubles que les sels de potasse. Les réactifs, qui précipitent la potasse et ses sels, ne précipitent point les sels de soude. Ainsi, le perchlore de platine ne fait que colorer la liqueur. L'acide tartrique, le sulfate d'alumine, l'acide hydrofluo-silicique, etc., n'y produisent point ou à peine de trouble. Le seul réactif qui précipite les sels de soude, c'est l'acide perindique (acide heptaïodique). Encore, le périodate de soude est-il soluble dans une grande quantité d'eau.

1° Les sels de soude colorent la flamme du chalumeau en *jaune*, tandis que les sels de potasse la colorent en violet pâle.

2° Les formes cristallines qu'affectent les sels de soude sont différentes de celles des sels de potasse.

Ainsi, le *sulfate de soude* cristallise en *prismes rhomboïdaux*, tandis que le *sulfate de potasse* cristallise en *pyramides à six faces* (les peismes étant engagés).

L'*azotate de soude* cristallise en petits *prismes rhomboïdriques*, tandis que l'*azotate de potasse* cristallise en *prismes hexaèdres*.

Dans les analyses, la soude se dose comme la potasse. Pour séparer la potasse de la soude, le meilleur procédé consiste à transformer l'une et l'autre en *chlorure*. L'abaissement de température que produit chacun de ces chlorures pour son compte permet d'évaluer la quantité de chlorure de potassium, et partant celle de chlorure de sodium existant dans le mélange.

Chlorure de sodium. Synonymes: *Chlorhydrate de soude*, *sel marin*, *sel gemme*, *sel de cuisine*, *sel*. Le chlorure de sodium est de tous les sels le plus anciennement connu; il porte le nom de *sel* par excellence. Il cristallise, comme le chlorure de potassium, en cubes parallépipèdes rectangles, ou en trémiés. En Allemagne, et en général dans le Nord, on le fait plus particulièrement cristalliser en trémiés: ce sont de gros cristaux creux et à parois minces, donnant quelquefois le double du volume de la masse de sel réelle. Dissous dans l'eau, il ne produit que très-peu de froid; tandis que le chlorure de potassium en produit beaucoup. On a tiré parti de la propriété qu'ont ces chlorures dissous dans l'eau, de produire un abaissement de température chacun pour son propre compte, pour les séparer l'un et l'autre dans les analyses (Gay-Lussac).

Le chlorure de sodium est déliquescant, quand il est exposé à un air très-humide (26° de l'hygromètre de Saussure).

— A 130°, 100 parties d'eau en dissolvant 56
à 109, 7 — — — 40,4.

Le chlorure de sodium retarde le point d'ébullition de l'eau. Mis sur les charbons ardents, il décrépité, ce qui tient à de l'eau mécaniquement interposée. Il y en a qui ne décrépité pas : c'est le *sel gemme*, qu'on trouve à une grande profondeur dans la terre, ordinairement au-dessous des terrains secondaires, très-près des grands dépôts de houille. Mis dans l'eau, non-seulement il ne décrépité pas, mais encore il produit une petite effervescence en dégagement de l'hydrogène. C'est de l'hydrogène libre, disséminé dans les interstices des molécules du sel. Le sel marin ordinaire fondu et cristallisé ne décrépité pas non plus, comme le sel gemme ; d'un autre côté, le sel gemme dissous et cristallisé dans l'eau décrépité comme le sel ordinaire. Le sel gemme a donc, non pas une origine aqueuse, mais une origine ignée ; c'est une espèce de lave provenant peut-être de l'ignition de l'intérieur du globe. — Le chlorure de sodium demande, pour se fondre, une température plus élevée que le chlorure de potassium. Une fois fondu, il se volatilise longtemps avant son point d'ébullition. C'est pour cela qu'on s'en sert pour vernir la poterie de grès. Les vapeurs qui frappent le vase produisent, en se combinant avec une partie de silice, une espèce de vernis. Le chlorure de sodium, chauffé avec de la silice, dans un tube, ne produit rien ; si l'on ajoute de l'eau, il y a formation de silicate de soude et dégagement d'acide chlorhydrique.

Le chlorure de sodium est abondamment répandu dans la nature. Il existe dans les eaux de la mer et dans l'intérieur de la terre. Dans ce dernier cas, il existe soit sous forme de masses compactes, anhydres, constituant le sel gemme, sel minéralisé ; soit sous forme liquide, dissous dans l'eau, constituant des sources ou fontaines salées (*Salzsoolen*). Il faut creuser quelquefois à une assez grande profondeur dans le sol pour trouver des fontaines salées, parce que l'eau salée, étant plus dense que l'eau ordinaire, doit être soumise à une pression plus grande pour être élevée au même niveau que l'eau douce. La température de ces fontaines est assez élevée et presque constante. Le sel gemme est de formation ignée. Les mines de sel gemme de la Pologne sont à plus de 500 mètres au-dessous de la surface du sol, et à 50 mètres au-dessous du niveau actuel des mers. Il y a, en Afrique et en Amérique (Cordillères), de ces mines qui se trouvent presque à fleur de terre, ce qui ne prouve rien contre l'opinion que le sel gemme est de formation ignée, puisque les roches granitiques, et autres de formation ignée, peuvent, suivant les terrains, se trouver également à la surface du sol.

Le sel marin, qu'on rencontre ainsi dans la nature, n'est presque jamais pur. Il renferme toujours d'autres sels ou substances étran-

Les *eaux de la mer* contiennent pour la plupart, dans 100 parties d'eau :

chlorure de sodium	2,50
— de magnésium	0,51
sulfate de magnésie	0,38
carbonate de chaux et de magnésie	0,02
sulfate de chaux	0,01

des traces d'iodes et de bromures.

Sources salées de *Schoenbeck* (Allemagne), dans 100 parties :

chlorure de sodium	9,62
sulfate de soude	0,24
— de magnésie	0,01
— de chaux	0,55
chlorure de magnésium	0,08
carbonate de chaux	0,02
sulfate de potasse	0,01

Château-Salins (France), en 1000 parties :

chlorure de sodium	152,17
— de magnésie	4,61
sulfate de chaux	5,65
— de magnésium	5,99
carbonate de chaux	0,21
eau	835,53

On retire le chlorure de sodium (sel marin) des eaux de la mer, de la manière suivante : On profite de la marée haute pour faire arriver les eaux de la mer dans des espèces d'étangs, offrant une très-large surface. L'eau s'évapore rapidement à l'air (surtout dans les pays méridionaux), et laisse déposer les matières salines sur un fond argileux (*marais salants*). Les eaux mères qui surnagent contiennent la plupart des substances étrangères qui rendent le chlorure de sodium impur. Le sel ainsi obtenu n'est jamais pur ; il est diversement coloré en gris, en rouge, en jaune, etc.

Pour retirer le chlorure de sodium des sources salées, les procédés varient, suivant que ces sources sont plus ou moins riches en sel.

Si les sources sont riches, on concentre l'eau immédiatement dans des chaudières larges et peu profondes. Les sels terreux et les autres sels peu solubles (sulfate de chaux, carbonate de chaux, alumine, etc.) s'incrustent sur les parois des chaudières, sous forme de masses pierreuses appelées en allemand *Pfannenstein* (pierre de chaudière), tandis que le chlorure de sodium se dépose sous forme de petits cristaux. Les sels très-solubles (chlorure de calcium, de magnésium, sulfate de magnésie, etc.) restent dans l'eau mère.

Si la source est peu riche, c'est-à-dire, si elle contient peu de sel dans une grande quantité d'eau, on charge l'atmosphère de l'évaporation, pour économiser le combustible. A cet effet, on fait tomber l'eau d'une hauteur assez considérable sur des fagots ou des brins de paille (pour multiplier les surfaces). L'eau, en se vaporisant en partie, laisse déposer les sels peu solubles (sulfate de carbonate de chaux), et le reste s'écoule dans un réservoir commun. Cette opération s'appelle *gradua-*

tion. L'eau ainsi concentrée, *graduée*, est ensuite évaporée dans les chaudières larges, comme nous venons de l'indiquer. Les fagots incrustés de sels calcaires donnent un excellent engrais, et les eaux mères sont employées dans la fabrication de l'eau de Sedlitz et du sel de Glauber.

Le chlorure de sodium ainsi obtenu contient toujours des traces de sels étrangers.

Formule : Na Cl, ou Na Cl².

Le chlorure de sodium est, de tous les sels, le plus utile à l'homme. On s'en sert comme assaisonnement, pour conserver les viandes, pour fabriquer la soude artificielle, l'esprit de sel, le chlore, et pour vernir les poteries de grès.

Le *soufre*, l'*iode*, le *brôme*, le *fluor* et le *cyanogène* produisent, avec le sodium, des composés analogues aux composés correspondants de potassium.

Carbonate de soude. Il peut cristalliser de différentes manières, suivant la quantité d'eau qu'il renferme. Sa saveur est alcaline, caustique; il s'effleurit à l'air. La chaleur lui fait éprouver la fusion aqueuse et ensuite la fusion ignée, sans le décomposer. Il a une réaction alcaline. Un courant de vapeur d'eau, qu'on fait arriver sur le carbonate fondu, en chasse l'acide carbonique, et donne à sa place un hydrate de soude; on obtient de même, d'une manière inverse, le carbonate, en faisant arriver sur l'hydrate de soude un courant d'acide carbonique. Chauffé avec le phosphore, le carbonate de soude se décompose en donnant naissance au phosphate.

Le carbonate de soude est abondamment répandu dans la nature. Il accompagne presque toujours le chlorure de sodium, le chlorure de potassium et le carbonate de chaux. Toutes les plantes marines laissent, après leur incinération, une masse grisâtre, appelée, suivant les pays où elle a été obtenue, soude d'Alicante, de Malaga, de Narbonne (*salicor*), d'Aigues-Mortes (*blanquette*), de Normandie (*varech*); soude qui n'est autre chose que du carbonate de chaux, du sulfate de soude, contenant des composés d'iode et de brôme; car il est rare de ne pas rencontrer des traces de bromures et d'iodures là où il y a des chlorures.

Formule : Na O, C O² carbonate simple anhydre. Il est susceptible de cristalliser avec 10 équiv. d'eau.

Le carbonate de soude peut être employé à peu près aux mêmes usages que le carbonate de potasse.

Bicarbonate de soude. Il n'est point efflorescent. Il est un peu moins soluble dans l'eau que le précédent. 100 parties d'eau, à la température ordinaire, n'en dissolvent que 10 parties. Exposé à la chaleur, il laisse d'abord dégager 1/2 équiv. d'acide carbonique, en se transformant en *sesquicarbonate*. En chauffant davantage, il se transforme en *carbonate simple*. Il existe dans quelques eaux minérales, dans les eaux de Vichy, etc.

Formules. } Na O, (CO²)², = bicarbonate anhydre non cristallisé.
} Na O (CO²)², + 2 HO, bicarbonate cristallisé.

On le prépare en faisant arriver, dans une dissolution de carbonate de soude, de l'acide carbonique en excès.

On s'en sert dans la fabrication de l'acide carbonique, des eaux gazeuses artificielles, de la limonade gazeuse, des pastilles de d'Arceet, etc.

Sesquicarbonate. Il cristallise difficilement. Il est inaltérable à l'air, et a une réaction alcaline. Ce sel existe naturellement dans quelques lacs de l'Égypte. On le trouve dans le lac Nolia (province Maracibo), de l'Amérique Méridionale; il est connu dans le pays sous le nom d'*urao*.

Formule : 2 NaO (CO²)³, sesquicarbonate réel.

Borate de soude. Synonymes : *Borax*; *Tinckal*; *Biborate de soude*. Ce sel est susceptible de cristalliser : 1° en prismes hexaédres, terminés par des pyramides trièdres; 2° en octaédres. Ces cristaux s'effleurissent à l'air. Le borate de soude a cristaux prismatiques est le borax des anciens. Il contient 10 équivalents d'eau; soumis à la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. Dans ce dernier état, il est visqueux, et forme, en se refroidissant, une masse vitreuse, transparente, et inattaquable par les corps combustibles. C'est à cause de cette propriété que le borax a été employé comme foudant, et pour souder le fer, l'or, etc. Ce qui facilite la fusion du métal, c'est l'oxyde métallique qui se produit, et qui a de la tendance à se combiner avec le borax. Une couche de borax préserve le métal de l'oxydation. Beaucoup d'oxydes métalliques prennent, étant fondus avec le borax, différentes nuances de coloration, la plupart très-estimées dans les arts. Ainsi, l'oxyde de chrome donne une matière verte; l'oxyde de cobalt, une matière bleue; et l'oxyde de manganèse, une matière violette. L'eau en prend 1/10^e de son poids, à froid; à chaud, elle en prend la moitié. La dissolution saturée (faite à chaud) a une réaction alcaline, et laisse déposer des cristaux octaédriques, constituant le *borax octaédrique* ou le *borax moderne*. Les cristaux contiennent seulement 8 équivalents d'eau. Le borax est tres-dur, et préférable au borax ancien.

Le borax se rencontre, enduit d'une matière savonneuse, dans plusieurs lacs des montagnes du Thibet. C'est le *tinckal* des Indiens. On le purifie en le lavant dans de l'eau légèrement alcaline, et en l'abandonnant à la cristallisation. En Toscane, on prépare le borax en saturant, avec la soude, l'acide borique, qu'on trouve naturellement dans quelques lacs de ce pays.

Formule : Na O (BO³)² = 1 équiv. de borate de soude réel; il est acide d'après sa composition, et alcalin par sa réaction.

Le borax est souvent employé dans les arts comme fondant, et pour faciliter la soudure des métaux.

Azotate de soude (*nitre cubique, nitre du Chili*). Ce sel a presque les mêmes propriétés que l'azotate de potasse, qu'il peut remplacer partout, excepté dans la fabrication de la poudre. Il cristallise en cubes ou plutôt en rhomboïdes, également anhydres. Il a une saveur d'abord fraîche, puis brûlante. Il est plus soluble que l'azotate de potasse.

à 0°, 100 parties d'eau en dissolvent 75,2.

à 100°, — — — 173,5.

Il est de même plus déliquescent que le nitre; c'est pourquoi la poudre à canon, dans laquelle entre l'azotate de soude, est difficile à conserver.

On a rencontré au Pérou, à Atacama, des masses très-considérables d'azotate de soude dans une terre argileuse. On en transporte depuis 1825 en Europe. On le vend dans le commerce sous le titre de *nitre du Chili*. On le trouve également dans quelques lacs de l'Égypte, dans la mer Morte, etc.

Formule : Na O, NO^2 ou $\text{Na O, Az}^2 \text{ O}^5$ (en atomes).

Phosphate de soude. Synonymes : *Sel microcosmique; Sel admirable perle*. Il cristallise en prismes obliques à base rhombe. Les angles sont, l'un 67°, 30', et l'autre 110°, 10'. L'arséniate de soude cristallise exactement de la même manière; de sorte qu'il est impossible de distinguer ces sels l'un de l'autre par le simple aspect. Le phosphate de soude cristallisé contient 12 équivalents d'eau. Soumis à la chaleur, il peut éprouver la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. En éprouvant la fusion ignée, il se convertit en *pyrophosphate*, moins soluble et cristallisait autrement que le phosphate ordinaire. Dans cet état (anhydre), il précipite l'azotate d'argent en blanc, tandis que le phosphate hydraté précipite ce sel en *jaune*. Sa saveur est fraîche, salée, et sans arrière-goût amer. Exposé à l'air, le phosphate ordinaire s'effleurit, en perdant une certaine quantité d'eau de cristallisation. Il a une réaction alcaline, bien qu'il soit neutre d'après sa composition. Les eaux mères qui surnaissent sur les cristaux de phosphate de soude, rongissent la teinture de tournesol (*reaction acide*). Le phosphate de soude est assez soluble dans l'eau : on n'en a pas encore rigoureusement évalué la solubilité. Il se trouve dans l'urine, dans le sang, et dans tous les liquides animaux.

Formule : $\text{Na O, Ph O}^5 = 1$ équiv. de phosphate (après la fusion ignée); $\text{Na O Ph O}^5 + 12 \text{ H O} = 1$ équiv. de phosphate de soude crist.

Il est purgatif à la dose de 50 à 40 grammes.

Biphosphate de soude. Ce sel cristallisé contient 4 équivalents d'eau. Il est dimorphe, car il cristallise : 1° en prismes droits rhomboïdaux, 2° en octaèdres rectangulaires. On l'obtient en calcinant le phosphate double de

soude et d'ammoniaque, sel connu depuis fort longtemps, et que les anciens chimistes retiraient de l'urine de l'homme.

Les combinaisons que le soufre, l'iode, le brome et le fluor peuvent former avec le sodium, sont tout à fait analogues aux combinaisons de ces mêmes corps avec le potassium.

Sulfate de soude. Synonymes : *Sel de Glauber; Sel admirable; Soule vitriolée; Alkali minéral vitriolé*. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, accolés les uns aux autres, de manière à présenter l'aspect de cristaux cannelés. Le sulfate de soude cristallisé contient 10 équivalents d'eau. Aussi peut-il éprouver la fusion aqueuse, et, après que l'eau de cristallisation s'est dégagée, la fusion ignée. Il a une saveur un peu amère, et fraîche comme de la glace appliquée sur la langue. Il est plus soluble que le sulfate de potasse. Sa solubilité présente un singulier phénomène : d'abord elle augmente à mesure que la température s'élève; elle arrive bientôt à son maximum, puis elle diminue, bien que la température aille toujours en augmentant.

Ainsi, on a :

0°, 100 p. d'eau en dissolvent	17,7 parties.
23°, 0,3	50,3
52°, 73	722,12
80°, 4	262,5
195°, 2	203,3

Une dissolution saturée de sulfate de soude (à 55°) peut être soumise à la température de 0°, sans qu'elle laisse déposer aucun cristal, pourvu qu'on opère dans un espace vide (dans un tube fermé à la lampe), ou en recouvrant la dissolution d'une couche d'huile. Mais, dès qu'on y plonge un corps solide ou qu'on y fait arriver de l'air, la cristallisation se manifeste aussitôt. En même temps le tube s'échauffe un peu. D'autres sels présentent le même phénomène, seulement à un degré plus faible.

Le sulfate de soude anhydre (*thenardite*) est isomorphe avec le sulfate d'argent.

Formule : $\text{Na O, SO}^3 = 1$ équiv. de sulfate de soude réel, après la fusion ignée.

$\text{Na O, SO}^3 + 10 \text{ H O} = 1$ équiv. de sulfate de soude cristallisé.

Il est employé dans la fabrication du verre.

C'est un excellent purgatif à la dose de 20 à 50 grammes. On fait, avec 3 parties de sulfate de soude pulvérisé et 4 parties d'acide sulfurique à 56 degrés, un mélange frigorifique propre à la congélation de l'eau renfermée dans des tubes cylindriques de fer blanc.

Extraction du sulfate de soude en grand. L'eau de la mer, privée par l'évaporation du sel marin qu'elle contenait, arrive à l'état d'eau mère : c'est là que se rencontrent les matériaux que l'eau de la mer renferme en moindre proportion. Parmi ces matériaux figure, au premier rang, le sulfate de magnésie. La proportion de ce dernier sel n'est pourtant pas aussi considérable qu'on pourrait le croire, d'après les analyses de Poullton-Lagrange

et Vogel. M. Balard assure que le sulfate contenu dans les eaux de la mer, évalué en sulfate de soude, ne représente que le 17 du chlorure de sodium, au lieu du 1/3, comme semblaient l'établir les travaux antérieurs.

Des recherches récentes de M. Balard ont eu pour objet d'extraire le sulfate des eaux de la mer à l'état de sulfate de soude. Comme ce dernier vaot à peu près quinze fois plus que le sel marin, on comprend tout l'intérêt qui s'attache à cette opération.

Il faut remarquer d'abord que les sels de chaux contenus dans les eaux de la mer enlèvent une partie de l'acide sulfurique, forment du sulfate de chaux, et réduisent ainsi le sulfate de soude contenu dans les eaux mères au 1/3 du chlorure qui peut être extrait. La réfrigération des eaux mères donne lieu à un dépôt de sulfate de soude. Les oxydes du sulfate de magnésie et du chlorure de sodium subissent, sous l'influence du froid, un changement de position, et le sulfate de soude cristallise à la place du sulfate de magnésie. Cette décomposition résulte nettement des faits observés par M. Grenu, et des documents fournis par M. Berthier sur la saline de Montini.

Mais M. Balard n'a pas tardé à reconnaître que ce principe était d'une exécution à peu près impossible dans les conditions de température où se trouve le midi de la France; il a dû recourir à des principes différents, puisés dans l'étude de la solubilité de plusieurs sels dans l'eau. M. Balard formule ces principes de la manière suivante: « Lorsque deux sels diffèrent par leur acide et par leur base, et qu'une double décomposition entre eux est possible, la présence d'un sel peut favoriser la solubilité d'un autre; quand ils ont, au contraire, le même acide ou la même base, et que la double décomposition ne peut avoir lieu, la présence d'un sel diminue, au contraire, la solubilité d'un autre, sauf le cas où la formation d'un sel double donne naissance à un composé nouveau doué d'affinités spéciales. » Ainsi, le chlorure de magnésium nuit à la solubilité du chlorure de sodium, en raison de l'acide commun; il nuit également, comme sel magnésien, à la solubilité du sulfate de magnésium. La solubilité du sulfate de soude est de même diminuée par la présence du sel marin en excès, tandis qu'elle est favorisée par le chlorure de magnésium.

Il résulte de ces différents faits: 1° qu'il importe d'éloigner des eaux mères le chlorure de magnésium, qui faciliterait la solubilité du sulfate de soude, dont il faut provoquer la cristallisation; 2° qu'il est à propos d'ajouter du sel marin, afin de diminuer la solubilité du sulfate de soude.

« Extraire du sulfate de magnésium des eaux mères, éliminer le chlorure de magnésium, ajouter du sel marin en excès, voilà, dit M. Balard, tout le secret. »

Une dissolution, préparée suivant ces prin-

cipes, fournit déjà du sulfate de soude de 10° à 0 degré; elle en donne les 1/10 de ce qu'on pourrait en obtenir par une décomposition complète. L'eau mère, riche en chlorure de magnésium, est écartée; car elle redissoudrait rapidement le sulfate de soude, si la température venait à s'élever.

L'eau de mer, concentrée à 10 ou 13 degrés du pèse-sel, fournit aussi très-bien du sulfate de soude, lorsque la température s'abaisse de quelques degrés au-dessous de zéro. M. Balard utilise dans son opération le froid que produit en se dissolvant le sulfate de soude et le sel marin. Il est parvenu également à agir sans le froid, en élevant, au contraire, la température des eaux mères. Ce procédé, tout différent du précédent, repose sur la propriété que possède le sulfate de soude de se déshydrater au sein des liqueurs anhydres, et de se combiner alors avec d'autres sels; ainsi le sulfate de chaux précipite le sulfate de soude, en se combinant avec lui: il en est de même des sulfates de soude et de magnésie. Le sel se dédouble ensuite en sulfate de magnésie plus soluble, et en sulfate de soude qui cristallise.

Dans les eaux mères qui ont abandonné le sulfate de soude, se trouve encore un sel précieux pour les usages de l'industrie, un sel à base de potasse. L'eau de la mer contient à peu près $\frac{1}{30000}$ de sulfate de potasse.

En continuant l'évaporation des eaux de la mer aux rayons solaires, la potasse se dépose à l'état de sulfate double de potasse et de magnésie, contenant 6 équivalents d'eau de cristallisation. Du sulfate de potasse on passe au carbonate par la même série d'opérations, qui fournit les sodes du commerce, en partant du sulfate de soude. (*Annuaire de chimie*, 1855, par MM. Millon, Reiset et Hofer.)

SOUDEUR. Les plombiers se servent pour souder les métaux d'un alliage composé de 1 partie de plomb et de 2 parties d'étain. Il fond vers 200°.

Les ferblantiers (*soudure des ferblantiers*) emploient un alliage semblable; seulement il contient un peu moins de plomb.

SOUFRE. (Du latin *sulphur*.) Le soufre est un corps simple d'un jaune citron, insoluble dans l'eau et sans saveur. Il acquiert cependant, par le frottement, une légère odeur, en même temps qu'il attire, comme la résine, les corps légers. Il conduit mal le calorique et l'électricité. La chaleur de la main suffit pour briser un canon de soufre avec bruit, ce qui tient au défaut de conductibilité du calorique. Il fond à 103° de température (à 117° suivant M. Gay-Lussac). Vers 250° à 500°, il devient de plus en plus pâteux, ne peut plus couler, en même temps qu'il devient d'un brun foncé. Si, dans cet état, on le refroidit brusquement, il reste longtemps mou, élastique, et susceptible de se réduire en fils très-minces, et de recevoir l'empreinte des médailles. Vers 420°, il entre en ébullition et se réduit en vapeurs d'un jaune foncé, qui se condensent sur des

corps froids sous forme de poussière (fleurs de soufre). Il devient au contraire cassant, si on le refroidit brusquement lorsqu'il est à peine entré en fusion et qu'il n'a pas encore changé de couleur; fondu et refroidi lentement, il cristallise en petits prismes rhomboïdaux très-allongés.

Dans toutes ces circonstances, le soufre reste chimiquement le même corps, et sa coloration dépend d'un arrangement particulier des molécules, produit par l'application de la température à des degrés différents. Le soufre présente un exemple frappant de dimorphie, en ce qu'il peut cristalliser en octaèdres à triangles scalènes, et en prismes rhomboïdaux. La densité du soufre est 1,99. Celle de sa vapeur est 6,635, la densité de l'air étant 1. Le soufre devient, comme les résines, électro-négatif par le frottement.

Projeté sur le feu, le soufre répand une odeur *sui generis*. L'odeur qui se produit est celle de l'acide sulfureux, auquel le soufre donne naissance en brûlant au contact de l'air ou de l'oxygène. Il se combine directement avec un très-grand nombre de corps, surtout avec les métaux; et, sous ce rapport, il a beaucoup d'analogie avec l'oxygène. Avec l'hydrogène, il forme l'acide sulfhydrique, et avec les métaux, des sulfures correspondant aux oxydes métalliques.

Le soufre se rencontre à l'état de liberté (état natif) aux environs des volcans, autour de l'Etna, du Vésuve, autour des volcans brûlés des Andes, dans l'Amérique méridionale. Il constitue alors des dépôts considérables, produits de la vaporisation, qu'on désigne sous le nom de *sulfatares* (terre de soufre). Il existe dans le blanc d'œuf, et, d'après l'analyse de M. Muldner, dans l'albumine et la fibrine du sang (*protéine*). On le rencontre à l'état de combinaison dans les sulfures et dans les sulfates. Les sulfures de fer, de cuivre, de plomb, de zinc, d'antimoine, de mercure; puis les sulfates de chaux, de strontiane, de baryte, de potasse, de soude, de magnésie, sont les composés de soufre les plus répandus.

On retire le soufre le plus ordinairement du persulfure de fer et de cuivre (pyrite). A cet effet, on place la pyrite dans des chaudières en fonte, sous lesquelles on allume du feu. Par l'action de la chaleur, le persulfure se réduit à l'état de monosulfure, et l'exécédant du soufre se vaporise. On conduit les vapeurs de soufre, au moyen de tuyaux convenablement adaptés, dans une chambre de plomb, dont le plancher est incliné, et au fond duquel se trouvent des moules cylindriques, dans lesquels le soufre se condense (*soufre en canon*). Mais pour que le soufre passe dans la chambre de plomb à l'état liquide, il faut que la température soit maintenue au point de fusion du soufre, c'est-à-dire à 117°; car lorsque la température de la chambre de plomb, dans laquelle le soufre arrive, est maintenue au-dessous du point de fusion du soufre, celui-ci

passé à l'état solide, et forme une sorte de neige qui constitue les *fleurs de soufre*.

L'odeur que répand le soufre en brûlant, est un caractère excellent pour le distinguer de tous les autres corps.

La formule du soufre est : $S = 200,73$, l'équivalent de l'oxygène étant 100. M. Marehand et quelques autres chimistes considèrent l'équivalent du soufre comme un multiple (200) de l'hydrogène.

On se sert des fleurs de soufre lavées pour la fabrication de la poudre fine; car le soufre ordinaire, qui n'est jamais bien pur, pourrait contenir de petits grains de silice, capables de briser l'arme à feu. On emploie le soufre pour souffler les allumettes, et pour préparer l'acide sulfureux et l'acide sulfurique. En médecine, on prescrit le soufre dans beaucoup de maladies de la peau.

Le soufre est connu depuis la plus haute antiquité. Il jouait, au moyen âge, un grand rôle dans le laboratoire des alchimistes, qui regardaient le soufre et le mercure comme les éléments des métaux : *Omnia metalla ex sulfure et argento vivo consistunt*.

Le soufre forme avec les métalloïdes des combinaisons particulières, dont plusieurs sont d'un haut intérêt, et qui en général se composent comme des acides. Quelques-uns cependant sont indifférents, comme les suivants.

Persulfure d'hydrogène. Synonymes : *Polysulfide d'hydrogène*; *Sulfide d'hydrogène*; *Acide hydrothionoux*; *Was erstoffschwefel* (allemand). Le persulfure d'hydrogène est un liquide de couleur jaune brunâtre; l'odeur en est désagréable, et rappelle un peu celle de l'acide sulfhydrique; sa saveur est brûlante et amère. Comme le bioxyde d'hydrogène, il blanchit la langue, et y cause un sentiment de picotement très-vif; il a la consistance d'une huile essentielle; sa densité est 1,7. A la température de 60° à 70°, il se décompose en soufre qui se précipite, et en acide sulfhydrique qui se dégage. Un froid de 20° ne le solidifie point. Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau, qui paraît le décomposer en partie. L'éther le dissout, et sa dissolution éthérée, exposée à l'air, laisse, au bout de quelque temps, déposer des cristaux de soufre.

Le persulfure d'hydrogène se décompose dans les dissolutions alcalines en soufre et en acide sulfhydrique. Il est, au contraire, très-stable dans les dissolutions acides. On peut l'y faire bouillir sans le décomposer. Le bioxyde d'hydrogène est à peu près dans le même cas. Mis en contact avec l'oxyde d'argent, il se décompose avec dégagement de lumière. Tous les corps qui amènent la décomposition du bioxyde d'hydrogène décomposent aussi le persulfure d'hydrogène : tels sont le peroxyde de manganèse, le platine, le charbon, etc. Dans cette action, il se dégage de l'acide sulfhydrique avec effervescence, et du soufre se dépose. Il détruit l'épiderme et la couleur du tournesol. Il brûle avec une flamme

blenâtre, en donnant naissance à de l'acide sulfureux et à de l'eau.

Pour le préparer on verse une dissolution de polysulfure de potassium sur de l'acide chlorhydrique étendu d'eau. On agite continuellement la liqueur : le persulfure d'hydrogène se dépose. Pendant cette opération, il se forme d'abord de l'acide sulfhydrique, qui, au lieu de se dégager, absorbe une plus grande quantité de soufre mis à nu par l'acide chlorhydrique, qui s'unit à la potasse. Comme la liqueur est constamment maintenue acide, le persulfure d'hydrogène ne se décompose pas. Il se décomposerait, si l'on versait, au contraire, l'acide chlorhydrique étendu dans la dissolution de persulfure de potassium.

On ne connaît pas la composition exacte du persulfure d'hydrogène. Probablement il se compose d'un équivalent d'hydrogène (2 volumes) et de 2 équivalents de soufre. Sa formule serait donc : H_2S_2 .

Le persulfure d'hydrogène a été découvert par Scheele, et très-bien décrit par M. Thénard en 1851.

Chlorure de soufre. Synonymes : *Liqueur de Thomson*; *Chloride de soufre*. Le chlorure de soufre est un composé liquide d'un rouge brun, d'une odeur des plus désagréables, rappelant l'odeur des poissons de mer ou des plantes marines en putréfaction. Sa densité est 1,06. Il bout à 61° . La densité de sa vapeur est 5,6.

Il n'est ni acide ni basique; mis dans l'eau, il se décompose en donnant naissance à de l'acide chlorhydrique et de l'acide hyposulfureux, qui se décompose lui-même immédiatement en soufre et en acide sulfureux. Formule de cette réaction :

$Cl_2, HO = ClH$ acide chlorhydrique.

SO acide hyposulfureux.

On l'obtient directement à la température ordinaire, en faisant arriver un courant de chlore gazeux sur des fleurs de soufre ou sur du soufre très-divisé. La combinaison s'opère sans production de lumière.

Le chlorure de soufre se compose de 1 équivalent de soufre et de 1 equiv. de chlore. Sa formule est : Cl_2S ou Cl_2S (atomes).

L'existence d'un persulfure de chlore (Cl_2S_2) est douteuse. Le composé qui a été décrit sous ce nom par M. Dumas n'est probablement qu'une dissolution de soufre dans du chlorure de soufre (H. Rose).

Oxychlorure de soufre. Ce produit cristallin a été découvert, en 1844, par M. Millon. On l'obtient en faisant tomber quelques gouttes de chlorure de soufre dans un flacon séché imparfaitement, et contenant du chlorure humecté par son passage dans un flacon de lavage. Une trop grande quantité d'humidité détruit instantanément ce composé, ou bien en arrête la production. Mais dans les circonstances qui viennent d'être indiquées, le flacon ne tarde pas à se recouvrir de cristaux incolores transparents, qui se fixent sur les parois.

On ne saurait toutefois détacher la combinaison étalée ainsi en couches minces que l'air humide détruit rapidement. Pour préparer la combinaison en quantité notable, de manière à la soumettre à des expériences suivies, on procède différemment. On remplit un flacon de 4 ou 5 litres de chlore humide, puis on y introduit d'abord de 20 à 50 grammes de chlorure de soufre, déjà saturé de chlore, et ensuite 2 ou 5 grammes d'eau. On agite et l'on tient le flacon entouré d'un mélange réfrigérant de glace et de sel marin durant quatre ou cinq heures. Il se fait un grand dégagement d'acide chlorhydrique : on remplit de nouveau le flacon de chlore humide, et on le reporte dans le mélange réfrigérant : on renouvelle cette série d'opérations jusqu'à ce que le chlorure de soufre se prenne en une masse cristalline abondante, que baigne un excès de chlorure de soufre. Cette formation de cristaux disposés tantôt en aiguilles fines, tantôt en larges lames rhomboïdales, est ordinairement précédée d'un liquide jaunâtre, plus lourd que le chlorure de soufre, dont il se sépare à la manière d'une huile.

Lorsque les cristaux sont ainsi obtenus, on éprouve une extrême difficulté à les séparer du chlorure de soufre qui les souille. On n'y parvient qu'en faisant passer dans le flacon, durant dix à douze heures, un courant de chlore desséché sur l'acide sulfurique. En même temps que le chlore sec traverse le flacon, on volatilise les cristaux en les faisant passer, à l'aide de charbons incandescents, d'une paroi à l'autre. Malgré cela, les cristaux retiennent toujours un ou deux centièmes de chlorure de soufre.

Il est à peu près impossible d'analyser ces cristaux immédiatement après leur production; ils sont, en effet, détruits avec une violence extrême; ils sont projetés de tous côtés dès qu'ils viennent à toucher l'eau, ou l'alcool, ou les acides affaiblis. Mais M. Milton a mis à profit, pour déterminer leur composition, une propriété fort intéressante : Lorsque les cristaux ont été débarrassés de chlorure de soufre autant que possible, on les fait tomber dans un tube de verre bien sec, fermé à l'une de ses extrémités, et dont on effile promptement à la lampe l'extrémité ouverte; on voit, au bout de deux ou trois mois, ces cristaux se ramollir, devenir pâteux, s'humecter, et au bout de sept à huit mois se convertir en un liquide extrêmement fluide, et d'une légère coloration jaune presque imperceptible, lorsque le courant de chlore a été longtemps prolongé. Il ne s'est fait aucune absorption, aucun dédoublement du composé, qu'il est impossible de faire repasser à l'état solide par l'application d'un froid de 18 degrés. C'est donc une transformation isomérique qui se montre non-seulement par le changement des propriétés physiques, mais encore par le changement des propriétés chimiques. Ainsi, le liquide projeté dans l'eau ne

fait plus entendre le bruit de fer rouge subitement éteint qui produit les cristaux; il se laisse très-bien traiter par les acides affaiblis, par l'alcool et par l'eau, au fond de laquelle il se dépose paisiblement sous forme d'une huile qui, à la longue, se change complètement en acides sulfurique et sulfureux, et en acide chlorhydrique. Cette transformation est tout à fait d'accord avec l'analyse, qui conduit à le représenter comme une combinaison de soufre, de chlore et d'oxygène, dans les proportions suivantes :



C'est un composé différent, comme on le voit, de la combinaison chlorosulfurique découverte par M. Regnault, $SO^2 Cl$, et du liquide analysé par M. Henri Rose, et représenté par : $S^2 O^5 Cl$.

Quant à l'analyse de la combinaison que M. Millon décrit, et qu'il propose de désigner sous le nom de composé *hypochlorosulfurique*, on comprend qu'elle n'offre aucune difficulté, du moment où elle porte sur la modification liquide. Il suffit, en effet, d'en remplir une ampoule pesée, que l'on casse dans un flacon contenant de l'acide nitroso-nitrique. On modère la vivacité de la réaction en refroidissant le flacon; on dose ensuite facilement le soufre à l'état de sulfate de baryte, et le chlore à l'état de chlorure d'argent. (*Annuaire de chimie*, année 1844.)

SOLPAPE. Partie essentielle d'une pompe, destinée soit à s'opposer, soit à livrer passage à des liquides ou à des gaz. Elle consiste en un petit cône tronqué de laiton ou de cuir, qui s'adapte à une cavité correspondante, de manière à pouvoir la fermer hermétiquement.

SOURCES SALÉES. Voyez SOUDE (Chlorure de sodium).

SPADAITE. Espèce minérale qui se rencontre aux environs de Rome. Elle est à cassure conchoïde, de couleur rougeâtre, et d'une densité 2,3. C'est un silicate de chaux contenant des traces de magnésie.

SPARTINE. Matière amère, extractiforme, retirée du *Spartium monospermum*. Peu connue.

SPATH AMER. Minéral composé de carbonate de chaux et de magnésie. Voyez MAGNÉSIE.

SPATH CALCAIRE. Voyez CHAUX (Carbonate).

SPATH D'ISLANDE. Voyez CHAUX (Carbonate).

SPECTRE COLORÉ. Voyez LUMIÈRE.

SPECTRE SOLAIRE. Voyez LUMIÈRE.

SPERME. (*Liquueur spermatique*). Liquide albumineux sécrété par les glandes, de Cooper. Il est riche en carbonate de soude et en phosphates terreux, partie constitutive des os. Les animalcules qui s'y trouvent peuvent vivre assez longtemps dans l'urine, le sang, le lait, et dans le mucus vaginal; mais ils sont tués presque instantanément au contact de la salive.

SPHYGMOMÈTRE. Instrument destiné à mesurer la fréquence, le rythme et l'énergie du pouls, d'après le tressautement d'une colonne de mercure dans le tube gradué qui la renferme; ce tube a pour réservoir une poche compressible qui reçoit la première impulsion de l'artère pulsative. Cet instrument a été inventé par M. Hérisson. Il n'est guère employé.

SPHÈNE. Minéral de titane. Voyez TITANE.

SPIGELINE. Matière amère, extractiforme, trouvée par MM. Feneulle dans la racine et les feuilles du *Spigelia anthelmia*. Peu connue.

SPINELLE. Composé naturel d'alumine et de magnésie. Voyez ALUMINE.

SPIRÈNE. Matière pulvérulente, jaune, cristalline, extraite des fleurs de reine des prés (*Spiraea ulmaria*), au moyen de l'éther. Insoluble dans l'eau, elle se dissout très-bien dans l'alcool et l'éther. Sa solution alcoolique est précipitée en cramoisi par l'acétate de plomb, en jaune par l'eau de baryte, par le sulfate d'albumine et l'émétique, en vert foncé par les sels de protoxyde de fer, et en noir par les sels de peroxyde de fer. L'acide nitrique dissout la spirène avec une couleur rouge. La spirène formée avec l'oxyde de plomb un composé particulier, qui, suivant MM. Loewig et Weidmann, aurait pour formule: $C^{25} H^8 O^7 + Pb O$.

SPIROHYDRIQUE (Acide). Voyez SALICYLEUX (Acide).

SPIROYLE. Synonyme de *salicyle*. (Voyez ce mot).

SPIROYLIQUE (Acide). Voyez NITROSALICYLIQUE (Acide).

SPODUMEN. Minéral lithifère. Voyez LITHINE.

STAPHYSAIN. Produit jaunâtre, amorphe, fusible à 200°, peu soluble dans l'eau, soluble dans les acides sans les neutraliser. Il est résinifié par l'acide nitrique. On l'obtient pendant la préparation de la delphine extraite du *Delphinium staphysagria*. M. Berzelius le regarde comme de la delphine impure. Formule probable: $C^{16} H^{23} NO_2$.

STATIQUE. (De $\sigma\tau\alpha\tau\eta$, je place en équilibre.) Partie de la mécanique ayant pour objet l'équilibre des corps et des forces qui agissent sur eux. Ce mot a été, pour la première fois, appliqué par Hales aux forces qui régissent les corps vivants. Tous les physiologistes connaissent son traité de la *Statique des végétaux*. Berthollet a appliqué ce nom aux affinités chimiques (*Statique chimique*).

STAUROLITHINE. Espèce minérale qu'on rencontre aux environs du mont Saint-Gobard. C'est un silicate d'alumine basique anhydre, dans lequel une partie d'alumine est remplacée par de l'oxyde de fer.

STÉARÉINE. La matière grasse retirée de la laine au moyen de l'alcool bouillant se compose de deux principes immédiats, correspondant par leur degré de fluidité à la stéarine et à l'oléine. C'est pourquoi M. Chevreul, qui

les a isolés, les a désignés par les noms de *stéarérine* et *d'oléérine*; mais ces matières différent entièrement de la stéarine et de l'oléine, en ce qu'elles ne sont pas saponifiées au moyen des alcalis. La stéarérine n'est parfaitement liquide qu'à 60°, tandis que l'oléérine l'est encore à 130°. 1 p. de stéarérine et 100 p. d'eau, chauffées ensemble, ne font pas émulsion, même après le refroidissement, comme le font 1 p. d'oléérine et 100 p. d'eau. 1 p. de stéarérine et 2 p. de potasse hydratée dissoutes dans l'eau, chauffées de 97 à 99° pendant 60 heures, font émulsion, mais ne se saponifient pas. En distillant la stéarérine et l'oléérine avec l'hydrate de potasse, on n'obtient ni ammoniaque ni sulfure. Elles paraissent donc dépourvues d'azote et de soufre, et n'être formées que de carbone, d'hydrogène, et probablement d'oxygène (Chevreul).

STÉARINE. Combinaison naturelle de l'acide stéarique avec la glycérine. Elle existe dans la plupart des corps gras, végétaux ou animaux. Elle est analogue à l'oléine et à la margarine.

STÉARIQUE (Acide). Corps blanc, cristallin, découvert en 1811 par M. Chevreul. Il existe naturellement en combinaison avec la glycérine dans les graisses animales et végétales. L'acide ordinaire, qui sert à la fabrication des bougies stéariques, s'obtient par la décomposition du stéarate de chaux au moyen de l'acide sulfurique étendu et bouillant. On en sépare l'acide oléique, en exprimant avec précaution le produit brut entre des plaques chaudes. Pour le purifier, on le fait cristalliser à plusieurs reprises dans l'alcool jusqu'à ce que son point de fusion soit entre 70 et 73°. L'acide stéarique fondu se prend, par le refroidissement, en aiguilles blanches, brillantes, et insolubles dans l'eau. Il se dissout dans l'éther et dans l'alcool, où il se dépose sous forme de lamelles ou d'aiguilles nacrées. Sa densité est 1,01. Il est insipide et inodore. Il brûle comme de la cire. Soumis à la distillation sèche, l'acide stéarique se décompose en acide margarique et en margarine. Bouilli avec l'acide nitrique, il se convertit en acide margarique, et, par une ébullition prolongée, en acides subérique et succinique. M. Chevreul a trouvé dans 100 parties d'acide stéarique hydraté :

carbone	77,5200
hydrogène	12,4512
oxygène	10,1408

L'acide stéarique est, d'après M. Liebig, un acide bibasique. Il forme des *stearates neutres* (St + 2 MO) et des *stearates acides* (St + MO). Les stéarates neutres alcalins se décomposent dans une grande quantité d'eau en un sel acide et en un sel basique. La solution alcoolique des stéarates acides rougit la teinture de tournesol; par l'addition de l'eau, la coloration disparaît et blenit (Chevreul). Tous les stéarates alcalins sont décomposés

par les oxydes métalliques, avec lesquels l'acide stéarique forme des sels insolubles acides ou neutres.

Stéarate d'ammoniaque. Ce sel neutre s'obtient en faisant absorber le gaz ammoniaque par l'acide stéarique. Il est blanc, inodore; soumis à la chaleur, il perd de l'ammoniaque et se transforme en sel acide.

Stéarate de plomb. Le sel basique (St + 4 Pbo) s'obtient, lorsqu'on fait bouillir de l'acide stéarique avec de l'acétate de plomb basique. Il fond à 100°, et produit, par le refroidissement, un savon emplastique transparent. Le sel acide se produit lorsqu'on fait fondre ensemble 100 p. d'acide stéarique et 21 p. d'oxyde de plomb.

Stéarate de potasse. Il existe un sel neutre et un sel acide. Le *stéarate neutre* s'obtient en dissolvant parties égales d'acide stéarique et d'hydrate de potasse dans 10 parties d'eau bouillante. Il cristallise en paillettes nacrées, grasses au toucher. A l'état sec, il absorbe, étant exposé à l'air humide, 40 pour cent d'eau. Il se dissout dans 23 parties d'eau bouillante. Le *stéarate acide* s'obtient en mêlant 1 p. de stéarate neutre avec 1000 p. d'eau froide; il se qui se précipite est dissous dans l'alcool bouillant, où il cristallise, par le refroidissement, sous forme de lamelles blanches nacrées.

STÉTHOSCOPE. (De $\sigma\tau\tilde{\eta}\theta\sigma\varsigma$, poitrine, et $\sigma\kappa\omicron\pi\tilde{\iota}\omega$, j'examine). Tube cylindrique en bois, inventé par Laënnec pour apprécier les différents bruits de poitrine dans les maladies du thorax. Cet instrument n'est plus guère employé aujourd'hui.

STILBÈNE. Produit incolore, d'un éclat nacré, inodore, obtenu par M. Laurent en soumettant à la distillation sèche le composé sulfuré provenant de l'action du sulhydrate d'ammoniaque sur l'essence d'amandes amères. Il est soluble dans l'alcool bouillant et dans l'éther, où il cristallise en tables rhomboïdales. Son point de fusion est variable; il bout vers 292° et distille sans altération. Le chlore et le brome se combinent avec le stilbène, en lui enlevant de l'hydrogène. Formule: C⁴ H⁶.

STRAMONINE. Matière blanche, cristallisable en aiguilles, trouvée par H. Trommsdorff dans l'extrait alcoolique de la pomme épineuse (*Datura stramonium*). Elle est insipide, inodore, fond à 130°, se sublime sans résidu, et brûle avec une flamme très-fulgineuse. Insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool, elle se dissout très-bien dans l'éther. Elle ne forme pas de sels cristallisables. L'acide sulfurique concentré la dissout avec une coloration rouge de sang. Composition non déterminée.

STRASS. Voyez VERRF.

STRONTIUM. Le nom de *strontium* vient du nom d'une ville de l'Écosse, appelée *Strontium*, où Hope et Klaproth découvrirent, pour la première fois, la *strontiane*. Le strontium ressemble au baryum. Il est grisâtre, brillant, et plus pesant que l'acide sulfurique. Il s'oxyde

lentement à l'air. Brûle à l'air, il s'oxyde et se change en *strontiane*.

On l'obtient de la même manière que le baryum. Formule : Sr = 313,929

Oxydes de strontium. On connaît deux oxydes de strontium : 1° le *protoxyde* (strontiane), qui est le plus important, et qui seul est apte à former des sels ; 2° le *peroxyde* obtenu au moyen de l'eau oxygénée. Il est toujours hydraté, et d'ailleurs sans importance.

Protoxyde de strontium (strontiane). La strontiane a beaucoup d'analogie avec la baryte. À l'état anhydre, elle est d'un blanc grisâtre, un peu plus caustique que la chaux. Sa densité est 4.

À un contact de l'eau, la strontiane se comporte à peu près comme la baryte. Elle ne fond, comme la baryte, qu'à la température la plus élevée qu'on puisse produire. Elle brûle au chalumeau, avec une belle flamme couleur de pourpre. Elle est un peu moins soluble dans l'eau que la baryte. Les cristaux qui se déposent dans une dissolution saturée de strontiane, ont la même forme que ceux de baryte. Ils contiennent également 10 équiv. d'eau. L'hydrate de strontiane fond à une température moins élevée que la température de fusion de la baryte. Quoique calcinée, elle retient toujours au moins 1 équiv. d'eau.

La quantité de strontium s'unissant à 100 d'oxygène, est 313,929 (Sr)

$$\frac{100}{648,929} = \text{SrO}$$

$$= 1 \text{ équiv. de strontiane.}$$

La strontiane existe dans la nature à l'état de sulfate et de carbonate, à Montmartre, en Sicile, en Écosse, au Péron, etc.

On obtient la strontiane (*anhydre*) comme la baryte, par la calcination de l'azotate.

Caractères des sels de strontiane. Les sels de strontiane sont généralement blancs, et ressemblent aux sels de chaux.

1° L'acide sulfurique et les sulfates solubles les précipitent en blanc (sulfate de strontiane). Si les dissolutions sont très étendues d'eau, le précipité est à peine sensible.

2° Les carbonates solubles les précipitent également en blanc. Le précipité est soluble dans l'acide azotique, ce qui distingue les sels de strontiane des sels de baryte. Le précipité ne se manifeste pas, si les dissolutions sont très-étendues.

3° L'acide hydro-fluo-silicique ne précipite pas les sels de strontiane, tandis qu'il précipite les sels de baryte.

4° La strontiane et ses sels communiquent à la flamme de l'alcool une belle teinte pourpre.

Dans les analyses, on dose ordinairement la strontiane à l'état de sulfate, qu'on rend complètement insoluble dans l'eau par l'addition de l'alcool. On peut encore doser la strontiane à l'état de carbonate, en se servant du carbonate d'ammoniaque comme précipitant.

Comme la strontiane est presque toujours accompagnée de sels de chaux ou de baryte, il est facile de commettre des erreurs d'analyse. Le seul réactif propre à séparer la strontiane de la chaux et de la baryte, c'est le *cyanoferrure de potassium*, qui ne précipite que la chaux et la baryte. Les cyanoferrures de calcium et de baryum se déposent sous forme de cristaux sur les parois du vase, tandis que le cyanoferrure de strontium reste en dissolution (H. Rose).

Carbonate de strontiane. Ce sel est moins insoluble dans l'eau que le carbonate de baryte. Il se dissout dans 156 parties d'eau bouillante. À une température élevée, il perd tout son acide carbonique. Formule : Sr O, CO₂. Le carbonate de strontiane se compose, en centièmes,

de 70,16 de strontiane,

de 29,81 d'acide carbonique.

Il existe dans la nature, au Pérou, en Écosse, etc., sous le nom de *strontianite*.

Sulfate de strontiane. Ce sel a beaucoup d'analogie avec le sulfate de baryte, auquel il se trouve souvent mêlé. Il cristallise comme le sulfate de baryte. Le grand angle des cristaux est 104° 18', et le petit, 73,129°. Il est beaucoup moins insoluble que le sulfate de baryte ; il se dissout dans 5000 parties d'eau bouillante. Lorsqu'on verse de l'eau de baryte dans l'eau qui a séjourné sur du sulfate de strontiane, on obtient sur-le-champ un précipité blanc de sulfate de baryte. Cette expérience prouve, d'un côté, que le sulfate de strontiane est un peu soluble dans l'eau, et que, d'un autre côté, le sulfate de baryte est moins soluble dans l'eau que le sulfate de strontiane.

L'acide sulfurique bouillant dissout sensiblement le sulfate de strontiane ; il se forme un bisulfate qui cristallise ; par refroidissement, en aiguilles prismatiques. Formule : Sr O, SO₃ = 1 éq. de sulfate de strontiane.

Le sulfate de strontiane existe dans la nature, sous le nom de *celestin*, aux environs de Dornburg (Saxe), à Montmartre près de Paris, à Beuvron (département de la Meurthe).

Azotate de strontiane. Ce sel cristallise en octaèdres ou en petits cristaux allongés, irréguliers, contenant 4 équiv. d'eau. Il s'effleurit un peu à l'air. Il est très soluble dans l'eau. L'eau, à 15°, en dissout environ son poids. Il est insoluble dans l'alcool. On s'en sert pour préparer la strontiane. Formule : SrO, NO₃ = 1 équiv. d'azotate de strontiane anhydre.

SrO, NO₃, 4 H₂O = 1 équival. d'azotate de strontiane cristallisé.

On rencontre quelquefois l'azotate de strontiane, accompagnant l'azotate de chaux, dans les vitrières artificielles.

En calcinant le sulfate de strontiane avec du charbon, on obtient du sulfure de strontiane pour résidu. Celui-ci, traité par l'acide azotique, se transforme en azotate de strontiane, avec dégagement d'acide sulfhydrique.

Chlorure de strontium. Il cristallise en

aiguilles prismatiques très-allongées, tandis que le chlorure de baryum cristallise en lames minces rhomboïdales. Le chlorure de strontiane se dissout, à 13°, dans une fois et demie son poids d'eau. Il se dissout dans 19 parties d'alcool bouillant. Il communique à la flamme de l'alcool une belle couleur pourpre. Le chlorure de strontiane ne possède point les propriétés vénéneuses du chlorure de baryum.

Formule : Sr, Cl. Le chlorure de strontiane se compose, en centièmes, de 33,59 de strontiane, 44,61 de chlore.

On l'obtient directement en décomposant le carbonate de strontiane par l'acide chlorhydrique.

STRYCHNINE. Alcaloïde découvert en 1818 par Pelletier et Caventou. Il existe dans plusieurs espèces de *Strychnos* (*S. nux vomica*, *S. ignatia*, *S. colubrina*). Il s'y trouve combiné avec l'acide *igaurique*. La strychnine cristallise en octaèdres ou en prismes blancs, solubles dans l'alcool aqueux, et insolubles dans l'éther et l'alcool absolu. Elle ne se dissout que dans 7000 parties d'eau froide et dans 2500 parties d'eau bouillante. Elle est très-vénéneuse; l'empoisonnement est caractérisé par des mouvements convulsifs, dans lesquels la colonne vertébrale est brusquement recourbée en avant ou en arrière (*emprostotonos* et *opisthotonos*). Sa solution est extrêmement amère, même étant très-étendue; les sels d'argent la colorent, sous l'influence de la lumière, en rouge brunâtre; le perchlorure d'or la colore en bleu clair, le caméléon violet lui communique une teinte verte, et l'infusion de noix de galle la précipite en blanc (Duflos). La strychnine est inaltérable à l'air, inodore, non fusible, non volatile, et facilement décomposable par la chaleur. Elle se dissout dans l'acide nitrique avec un résidu jaune verdâtre; la coloration est rouge lorsqu'il y a de la brucine. Elle est colorée par l'acide sulfurique concentré, d'abord en rouge brun, puis en violet. Formule : $C_{34}H_{23}N_2O_8$.

Procédé de préparation de M. Merck. On fait bouillir la noix vomique, pour la ramollir, dans une chaudière fermée, pendant 24 ou 36 heures, avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique. Après avoir réduit la masse en une bouillie, on l'exprime, et on y ajoute un excès de chaux caustique; on décante le liquide, on y ajoute de l'alcool, on sépare le précipité qui se forme; enfin on fait bouillir le liquide avec du charbon animal délayé dans l'alcool. La liqueur filtrée bouillante laisse, par le refroidissement, déposer de la strychnine pure.

Les principaux sels de strychnine sont le *chlorhydrate*, le *sulfate* et le *nitrate*. Ils sont neutres, cristallisables, très-amers, et extrêmement vénéneux.

A l'aide d'un moyen d'oxydation, M. Rousseau (*Journal de chimie médicale*, année 1811) a converti la strychnine en un produit (acide *strychnique*) qui paraît avoir les propriétés d'un acide. Si l'on mêle à 3 parties de

strychnine une partie de chlorate de potasse réduit en poudre, et qu'on fasse une bouillie du tout en y ajoutant un peu d'eau, on peut faire tomber sur la masse quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, sans qu'il se manifeste une réaction énergique. Mais, en chauffant, ce mélange réagit vivement; on l'étend alors de huit à dix fois son poids d'eau, et l'on maintient l'ébullition pendant quelques minutes, puis on laisse refroidir. Si la réaction n'a pas été complète, il cristallise du sulfate de strychnine, ou bien il se dépose de la strychnine, selon la quantité d'acide sulfurique ajoutée. On sépare les cristaux par filtration; la liqueur filtrée qui se trouve fortement colorée en rouge, est évaporée jusqu'à formation de pellicule. Le refroidissement donne alors des cristaux d'un acide nouveau, *acide strychnique*, qu'on lave très-bien avec l'alcool, pour le débarrasser de la matière colorante.

L'acide de M. Rousseau est blanc, cristallisable en prismes aiguillés très-fins. Il est soluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool; il rougit le tournesol et décompose à froid les carbonates alcalins. Sa saveur est acide sans amertume. Il dissout les oxydes de cuivre, de zinc, de fer et de mercure, et forme des sels le plus souvent cristallisables. La chaleur le décompose sans le volatiliser, et donne un résidu de charbon. L'hydrate de bioxyde de cuivre se dissout dans l'acide strychnique, et donne un sel vert sous forme de prismes rhomboïdaux. Le peroxyde de fer donne un sel déliquescant. Le strychnate de potasse, insoluble dans l'alcool, cristallise dans l'eau sous forme de prismes quadrilatères; sa saveur est fraîche et légèrement piquante.

STYRACINE. Matière blanche, cristalline, insoluble dans l'eau; elle se dissout dans 3 parties d'alcool bouillant, dans 22 parties d'alcool froid et dans 3 parties d'éther. Elle fond à 50°. Distillée avec de l'acide nitrique, elle se décompose comme l'acide cinnamique, donne de l'hydrogène de benzoïle, de l'acide prussique, et un résidu composé d'acide benzoïque, d'acide nitroprussique, et une matière résineuse. Distillée avec une lessive de potasse concentrée, elle produit une huile pesante, bouillant à 220°, soluble dans 30 parties d'eau bouillante; M. Simon lui a donné le nom de *styracène*. Distillée avec la chaux, la styracine produit un corps isomère avec le benzole et le cinnamène de MM. Gerhardt et Cahours. Suivant M. Simon, on obtient la styracine en distillant le baume de styrax avec une solution de carbonate de soude; il passe une huile essentielle: le *styröl*, et la styracine reste dans la cornue; on la purifie par l'alcool bouillant. Formule : $C_{24}H_{11}O_2$.

STYRACONE. Voyez STYRACINE.

STYRAX (Baume de). Résine molle, visqueuse, rougeâtre, aromatique, découlant du *Liquidambar styraciflua*. On y trouve la styracine, une huile essentielle (*styröl*), de l'acide cinnamique et de l'acide benzoïque.

STYROL. Liquide incolore, très-mobile, volatil, ne se solidifiant pas à -29° , d'une odeur aromatique rappelant la benzine et la naphthaline. On l'obtient en distillant le styrax liquide avec de l'eau contenant du carbonate de soude pour retenir l'acide cinnamique. Le styrol a pour formule : $C^{16} H^{16}$. Il bout à 146° ; sa densité est : 0,924; son coefficient de réfraction, 1,532. Il brûle avec une flamme brillante et fuligineuse; l'éther et l'alcool absolu le dissolvent en toute proportion; il est presque insoluble dans l'eau. Il possède toutes les propriétés d'une huile essentielle. En le rectifiant par la distillation, il fournit déjà d'abondantes vapeurs à $100-120^{\circ}$; à 145° , la majeure partie distille sans altération; mais à une certaine époque le point d'ébullition s'élève tout d'un coup très-rapidement. Le liquide s'épaissit, et se prend par le refroidissement en une masse solide, transparente et vitreuse: c'est le *métastyrol*, corps isomère avec le styrol.

Le métastyrol est incolore, et possède le même pouvoir réfringent que le styrol; il n'a plus ni odeur ni saveur. A la température ordinaire, il se laisse couper au couteau; chauffé, il se ramollit et se laisse étirer en fils très-déliés. Il est insoluble dans l'eau et l'alcool; l'éther en dissout une petite quantité, ce qui permet de le débarrasser du styrol qu'il pourrait encore contenir. Il se gonfle beaucoup dans l'éther, et devient gélatineux.

En renfermant du styrol dans un tube fermé, qu'on expose pendant une demi-heure à 200° , il se convertit entièrement en métastyrol. D'un autre côté, le métastyrol, chauffé fortement dans une cornue, se liquéfie, et il distille un liquide incolore qui est du styrol régénéré avec toutes ses propriétés, et qui, à 200° , repasse à l'état de métastyrol.

Traité par l'acide nitrique, par le brome et le chlore, le styrol donne naissance à une série de composés: *nitrostyrol*, *chlorure de styrol*, *bromure de styrol* (qui ont été l'objet de recherches récentes de la part de M. Hofmann (*Annalen der Chemie*, année 1843).

SUBÉRINE. Partie constitutive du liège (écorce du *Quercus suber*). Elle est d'un gris rougeâtre, et conserve la texture du liège. On l'obtient en faisant bouillir le liège brut dans l'eau et l'alcool (Chevreul). Traitée par l'acide nitrique, la subérine donne une matière blanche insoluble dans l'eau et l'alcool, un corps résinoïde, de l'acide subérique, de l'acide oxalique, de l'ammoniaque, et une substance jaune, amère.

SUBÉRIQUE (Acide). Produit cristallin, obtenu pour la première fois par Brugnatelli au moyen du liège et de l'acide nitrique. M. Laurent l'a découvert dans les produits de réaction de l'acide nitrique sur l'acide oléique. Si l'on fait régir les portions excessives d'acide nitrique jusqu'à ce que l'acide oléique n'en soit plus sensiblement altéré, le mélange se prend, au bout de 12 heures, et à la température de 0° , en une masse cristalline, qui se compose

presque exclusivement d'acide subérique et d'une huile soluble dans l'alcool, ainsi que d'une faible quantité d'acide pimélique.

Pour en retirer l'acide subérique à l'état de pureté, on verse le tout sur un grand entonnoir, dont on bouche légèrement l'ouverture à l'aide d'une baguette de verre. L'eau mère s'écoule ainsi promptement, et peut être entièrement enlevée par des lavages à l'eau froide. Après l'avoir fait cristalliser quatre ou cinq fois dans un peu d'eau bouillante, après l'avoir exprimé et séché, on obtient l'acide subérique à l'état de parfaite blancheur. Dans la première et dans la seconde cristallisation, il se sépare encore une petite quantité d'huile grasse soluble dans l'acide nitrique, insoluble dans l'eau, et plus pesante que celle-ci. Cette matière se prend à 50° en une masse jaunâtre, onctueuse, et donne facilement, avec la potasse, un savon rouge, absolument comme le fait l'acide oléique altéré par l'acide nitrique. Recristallisée dans l'alcool, elle donne un acide gras, blanc, d'un point de fusion plus élevé.

L'acide subérique, ainsi purifié, fond exactement à 120° , et se prend, par le refroidissement, en une masse composée d'aiguilles très-fines et effilées. Chauffé dans un petit ballon, il produit des vapeurs qui affectent vivement les organes respiratoires, et se condensent en gouttelettes qui deviennent cristallines par le refroidissement; en même temps il laisse un résidu charbonneux.

L'acide libre ne précipite que l'acétate de plomb neutre; le précipité est entièrement insoluble dans l'eau et l'alcool, à chaud et à froid. Le subérate d'ammoniaque ne précipite les solutions de chlorure de baryum, de chlorure de calcium, de chlorure de strontium, que par l'addition d'alcool; il occasionne immédiatement des précipités blancs dans les solutions des sels neutres d'argent, de mercure, de zinc et d'étain. Le précipité produit dans le sel d'étain est très-soluble dans l'alcool. Le subérate d'ammoniaque précipite également en vert bleuâtre le sulfate de cuivre, et en rouge brun le sulfate de peroxyde de fer. Formule de l'acide cristallisé: $C^{16} H^{16} O^3 + HO$. (*Revue scientifique*, année 1850.)

SUBLIMATION. Action que la chaleur produit sur des corps solides secs. Les principes qui se volatilisent pendant cette opération s'appellent *produits de sublimation*.

SUBLIMÉ CORROSIF. Voyez MERCURE, *psychrolore*.

SUBSTANCE. On donne ce nom à tout objet accessible à nos investigations. En chimie et en physique, le mot substance est synonyme de corps. On divise les substances en *inorganiques* ou *anorganiques* et en *organiques*. Les premières appartiennent exclusivement au règne minéral; les dernières sont empruntées à la matière des êtres vivants, végétaux et animaux. Depuis quelques années, on consacre des travaux nombreux à l'étude

des substances organiques sur la constitution desquelles nous allons communiquer les idées les plus récentes.

Les matières organiques se composent, en général, de carbone, d'hydrogène, d'oxygène, éléments auxquels il faut parfois joindre l'azote, le soufre et le phosphore. Le carbone ne manque dans aucun corps de nature organique; il en forme en quelque sorte la base: Aussi M. Gerhard a-t-il proposé d'appeler la chimie organique la *chimie du carbone*. Lorsqu'on examine le carbone et ses combinaisons, on découvre sans peine qu'elles sont affectées d'un caractère particulier, à la faveur duquel cet élément reçoit une puissance immense pour l'accomplissement des fonctions qui lui sont dévolues. Ce caractère du carbone se manifeste dans presque toutes les combinaisons qu'il forme; il est inséré sur les produits organiques les plus simples, et se retrouve encore dans les produits les plus complexes.

On peut formuler ce caractère en disant que le carbone s'unit intimement aux autres éléments organiques, et même au plus grand nombre des éléments inorganiques. Le rapprochement des combinaisons organiques et minérales fait comprendre bien vite ce que signifie cette intimité de l'union du carbone.

Chaque métalloïde, chaque métal se trouve, en chimie minérale, marqué par quelques traits qui se repaissent partout où se fixent le métal et le métalloïde. C'est ainsi que partout où se combine le chlore, on le déplace sans peine sous forme d'acide chlorhydrique, ou bien on le précipite par le nitrate d'argent à l'état de chlorure insoluble, ou bien encore on le met en liberté par l'action combinée d'un peroxyde et d'un acide. On peut en dire autant du soufre, de l'iode. Les acides minéraux se retrouvent facilement au sein des dissolvants, quels que soient les liens dans lesquels ils se trouvent engagés. Les bases aussi conservent, en présence des acides, des réactions invariables.

Mais que l'on cherche à faire l'application de règles analogues au carbone, elles se trouvent presque toutes en défaut. C'est ainsi qu'on tourne vainement le chlorure de carbone par les réactifs ordinaires, pour y reconnaître le chlore. Le sulfure de carbone est inutilement mêlé aux solutions les plus propres à y déceler l'hydrogène sulfuré. Les carbures d'hydrogène peuvent se dissoudre dans les solutions métalliques, sans que l'hydrogène, uni au carbone, sollicite l'oxygène de la base, tandis que le carbone se porterait sur le métal. Tous les carbures métalliques connus jusqu'ici sont pourtant insolubles; et, quelle que soit la combinaison de l'hydrogène, elle obéit à cette règle de double échange. Le chlore, l'iode, le soufre, le sélénium, le phosphore, l'arsenic, l'antimoine, suivent cette règle uniforme dans leur union avec l'hydrogène; le carbone seul fait une exception.

Pour représenter, autant qu'on peut le

faire par des mots, cette spécialité du carbone, on peut dire que dans les combinaisons minérales les éléments sont *juxtaposés* , tandis qu'ils se rapprochent plus intimement dans les combinaisons organiques. Il semble que le mode naturel des êtres qui conduit à distinguer l'acrobatement extérieur des minéraux et l'intussusception des animaux et des plantes, se trouve en corrélation avec le mode chimique des principes qui servent à construire les uns et les autres.

Voici maintenant les conséquences de la pénétration du carbone: Cet élément, associé aux autres éléments, forme avec eux un composé qui n'agit plus par les différentes pièces qui le constituent, mais par leur ensemble; c'est comme un corps nouveau qui offre ses ressources à la production des êtres organiques. On comprend que, par un abus de cette disposition, quelques chimistes aient été portés à construire une multitude de corps hypothétiques, formés par l'union du carbone avec l'azote, l'hydrogène et l'oxygène; on a donné à ces êtres, imaginaires pour la plupart, le nom de *radicaux*, et on leur a fait ainsi jouer, presque toujours en dépit des réactions, un rôle fort étrange; tandis qu'il eût suffi, dans ces différents cas, de signaler l'union parfaite de plusieurs éléments organiques, et d'indiquer, au gré des phénomènes, leurs tendances générales de combinaison ou de décomposition. Si le carbone a la puissance d'enchaîner un certain nombre de molécules, de former avec elles un groupement d'une stabilité particulière, on comprend sans peine que ce groupement résiste à une modification qui détruirait tout autre arrangement chimique, appartenant, par exemple, aux combinaisons minérales. Ici, la molécule organique s'ouvre à la substitution, mais la permanence se retrouve dans le nombre. L'isomorphisme de l'hydrogène et du chlore montre jusqu'où peut aller la permanence de certaines propriétés du groupement organique. On sait que ces deux éléments satisfont, dans plusieurs cas, aux règles de l'isomorphisme. Faudrait-il en conclure que le chlore et l'hydrogène possèdent des analogies très-étendues? Certainement non; ils sont isomorphes, à la condition de se trouver en présence du carbone. Le carbone, ce témoin nécessaire aux relations isomorphiques du chlore et de l'hydrogène, imprime un caractère si puissant au groupement auquel il préside, que le remplacement d'un corps tel que l'hydrogène par un autre de nature très-opposée, tel que le chlore, ne change pas une des conditions essentielles de la combinaison, celle qui se traduit par la forme.

Ainsi, pour résumer ces premiers points de l'histoire du carbone, cet élément offre un mode de combinaison qui lui appartient en propre; il fait en quelque sorte passer à l'état latent les éléments auxquels il s'associe, et les groupe dans un certain ordre, où il les re-

fient par sa présence; le groupement est si fort, tant que le carbone le domine, que les éléments de la nature la plus contraire se placent l'un à côté de l'autre, se substituent, et semblent établis dans l'alliance la plus naturelle, lorsqu'ils sont peut-être enchaînés par un lien violent. Il serait superflu d'insister sur l'azote, et de montrer qu'il se rapproche du carbone, qu'il se place avec lui sur cette ligne d'affinité organique, où les éléments s'unissent, s'effacent, et se préparent à satisfaire, par un ensemble parfait, aux besoins de l'organisation végétale et animale. Mais si l'on s'élève à des composés organiques plus complexes, le même caractère de combinaison intime se reproduit et prend une extension considérable; ici le fait est palpable, et, pour plusieurs cas particuliers, il se trouve déjà très-clairement défini. Ainsi, la combinaison des acides minéraux et de l'acide sulfurique en particulier, avec l'alcool, la naptaline, le sucre, l'acide acétique, la glycérine, les corps gras, l'indigo, l'albumine, la protéine, démontrent que certaines substances minérales, en s'unissant aux substances organiques, perdent la propriété de se déceler par les réactifs ordinaires. Les acides *copules* ont conduit à une définition précise, mais très restreinte, du principe que développe M. Millon; et, bien avant les acides *copules*, les acides *conjugués* avaient présenté une vue délicate du même principe et une application très-hardie. En admettant (ce qui est incontestable) que les acides sulfurique, nitrique et phosphorique s'unissent aux principes organiques et s'absorbent dans une combinaison intime; en admettant que des acides organiques suivent le même principe que les acides oxalique et acétique, jusqu'où ce principe de combinaison s'étendra-t-il? Faut-il s'arrêter aux cas déjà bien nombreux qui viennent d'être signalés? ce serait reconner à mille rapprochements curieux que ce principe provoque. C'est bien certainement ici qu'il faut placer les combinaisons si variées du cyanogène et des cyanures entre eux; le carbone et l'azote, ces deux éléments organiques par excellence, unis l'un à l'autre, mettent en pleine évidence le principe de combinaison intime. Sa puissance s'y développe, pour ainsi dire, sans limites. Tous les éléments, métaux et métalloïdes, viennent s'absorber dans les groupements cyanurés, et y perdre, en quelque sorte, leur caractère individuel. Tout à côté du cyanogène se place l'ammoniaque; c'est presque la même puissance de combinaison intime, la même fécondité dans les productions organiques et minérales qui en dérivent. L'union de l'ammoniaque à l'eau, aux oxydes métalliques, aux acides minéraux et organiques, montre avec quelle facilité elle s'associe pour former des groupements nouveaux, dont les éléments, rapprochés par le lien le plus intime, s'engagent simultanément dans les réactions ultérieures.

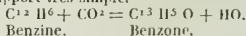
Il serait inutile de poursuivre plus loin les rapports des substances minérales et des substances organiques. Le mode d'union du carbone au chlore, au soufre, à l'hydrogène, se reproduit dans la combinaison du cyanogène et de l'ammoniaque avec les substances minérales, et le même principe se continue, sans interruption, dans la combinaison de toutes les substances organiques; elles tendent toutes, dans leurs rapports avec les produits d'origine minérale, à l'union intime des éléments.

Mais un fait si général se bornera-t-il aux relations des éléments et des principes organiques avec les éléments et les principes minéraux? Les substances organiques perdront-elles, les unes à l'égard des autres, la faculté de se combiner intimement, et de former, par l'union de groupements simples, des groupements complexes, où toutes les pièces de l'assemblage concourent à une même réaction? Il répugne de croire qu'il en soit ainsi. Doués d'une faculté de combinaison qui leur appartient en propre, les substances organiques l'exercent nécessairement entre elles.

Il existe une catégorie de corps sur la constitution desquels on a, jusqu'ici, hésité à se prononcer; ces corps sont désignés sous le nom de *benzène*, *acetone*, etc.; ils renferment tous de l'oxygène dans leur composition, et se forment dans la distillation des sels organiques à base alcaline ou terreuse. Si l'on observe les circonstances de leur production, on reconnaît qu'elles sont très-voisines de la formation d'un carbure d'hydrogène qui dérive de ces mêmes sels. Entre le carbure d'hydrogène et le produit oxydé, il n'existe aucune relation apparente au premier abord.

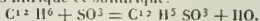
La formule de la benzène, $C^{12} H^6$, s'éloigne manifestement de la formule de la benzène, $C^3 H^5 O$; il en est de même du gaz des marais, $C^2 H^4$, rapproché de l'acetone, $C^3 H^5 O$.

Mais si l'on se représente la benzène comme un produit résultant de l'union de l'acide carbonique et de la benzène, avec élimination d'eau, on trouvera que ces produits sont dans un rapport très-simple.



Benzène. Benzène.

La benzène dérive par conséquent de la benzène et de l'acide carbonique, absolument comme la sulfobenzène et la nitrobenzène dérivent du même carbure d'hydrogène et des acides nitrique et sulfurique.

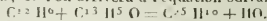


Benzène. Sulfobenzène.



Benzène. Nitrobenzène.

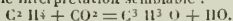
Maintenant on peut continuer le même ordre d'idées pour les produits qui résultent de la distillation des benzoates. Que l'on admette un instant que la benzène et la benzène peuvent se combiner entre elles, avec élimination d'eau, et l'on arrivera à l'équation suivante:



benzène. Benzène. Naptaline.

Ainsi la benzine et la benzone, qui s'uniraient en perdant 1 équivalent d'eau, donneraient un carbure d'hydrogène, dans lequel le rapport des éléments serait semblable à celui qui s'observe dans la naphthaline. Si l'on se rappelle que la naphthaline se produit en même temps que la benzine et la benzone, et qu'elle donne naissance à des produits identiques avec ceux qui dérivent de la benzine, on comprendra quels rapprochements inattendus peut faire naître l'application du principe de combinaison intime.

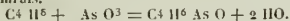
Quelle simplicité n'introduirait-on pas dans l'histoire des carbures d'hydrogène, en montrant qu'ils se rattachent à trois ou quatre groupements primitifs, modifiés suivant des règles simples, et associés entre eux? Quant à l'acétone, elle se rattache au gaz des marais par une interprétation semblable :



Gaz des marais. Acétone.

Que le gaz des marais et l'acétone aboutissent l'un et l'autre, dans des conditions analogues, à produire du chloroforme, cela s'explique sans peine par l'équation qui précède.

La liqueur fumante de Cidet, le p. oxyde de cacodyle, paraît dériver, en vertu du même principe, de l'acide arsenieux et du gaz des marais.



Gaz des mar. Ac. arsenieux. Prot. de cacodyle.

Il serait tout simple, d'après une telle origine, que les composés du cacodyle pussent retourner, après quelques métamorphoses, à la série du méthylène.

En indiquant ici tous les rapprochements organiques auxquels on peut arriver par une élimination simultanée d'eau et d'acide carbonique, la discussion serait interminable. Cependant, comment résister à croire, en présence de certaines réactions caractéristiques et permanentes de plusieurs séries de produits pyrogénés, des acides meconique et gallique par exemple, et de leurs dérivés; comment résister à croire qu'il existe, en dehors de l'eau et de l'acide carbonique éliminés, un groupement stable qui persiste dans son arrangement comme dans la tendance de ses affinités? Certainement de pareilles relations ne peuvent être admises qu'autant que les différents produits y trouvent un lien naturel qui rapproche les parties essentielles de leur histoire. Il faut que le mode de production et de décomposition, que la constitution et les réactions, que les grandes circonstances chimiques, en un mot, trouvent, grâce au principe de combinaison intime, un heureux enchaînement: c'est à cette condition seulement que ce principe recevra quelque valeur par une application persévérante et réservée. (M. Milon, *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, année 1844.)

SUBSTITUTIONS. (Théorie des). La théorie des substitutions est sanctionnée par l'expérience, et on peut la regarder comme un cas particulier

de la loi des équivalents. Pour nous faire mieux comprendre, nous allons immédiatement citer des cas de ce genre. Le chlore remplace l'hydrogène; un volume de chlore se substitue au même volume d'hydrogène, sans changer le type du composé. Si le composé est acide, il restera acide, même après que le chlore aura remplacé son équivalent d'hydrogène. Le vinaigre pur (acide acétique) se compose de $C^2 H^3 O^3$, plus un équivalent d'eau; or, en mettant cet acide acétique en contact avec du chlore sec à la lumière directe, on trouve qu'au bout de quelques heures le chlore a pris la place de l'hydrogène = $C^2 Cl^3 C^3$, plus un équivalent d'eau; et ce même composé est également acide (acide chloro-acétique); il forme avec l'oxyde d'argent du chloro-acétate d'argent, analogue à l'acétate.

Quand on fait passer un courant de chlore dans de l'alcool absolu, on obtient un composé indifférent comme l'alcool, et qu'on appelle chloral. Dans ce composé, trois équivalents d'hydrogène ont été remplacés par trois équivalents de chlore. ($C^4 H^3 + H_2O =$ aldéhyde), $C^4 Cl^3 O + H_2O =$ chloral). La liqueur des Hollandais, $C^4 H^3 Cl$, n'est autre chose que du gaz oléifiant ($C^4 H^4$), dans lequel un équivalent d'hydrogène a été remplacé par un équivalent de chlore. La théorie des substitutions est applicable à une foule d'autres faits qu'il serait trop long d'énumérer ici. C'est M. Dumas qui est l'auteur de la théorie des substitutions, théorie qui a beaucoup d'analogie avec la loi des équivalents. Cette théorie ne semble guère s'accorder avec la théorie électro-chimique de M. Berzelius. En effet, quand on voit le chlore, corps électro-négatif, se substituer à l'hydrogène, corps électro-positif, on est porté à ne tenir aucun compte de la théorie électro-chimique.

SUC. Produit liquide retiré des parties vertes des végétaux et d'autres matières organiques, par la voie mécanique de la pression. Les sucs ont une composition très-complexe, et renferment la plupart des corps dont s'occupe la chimie organique.

SUC GASTRIQUE. Liquide acide, incolore ou légèrement jaunâtre, contenu dans l'estomac des mammifères, où il joue un grand rôle dans la digestion des aliments. Il détermine la formation d'une bouillie blanche, acide, connue sous le nom de *chyme*. Proust et L. Gmelin y ont trouvé de l'acide chlorhydrique libre, ou combiné avec la potasse ou la soude (chlorure de potassium ou sodium). L'action du suc gastrique sur les aliments a été comparée à celle de la diastase sur l'amidon. Le *suc pancréatique*, sécrété par le pancréas, glande située derrière l'estomac, est analogue à la salive, dont il partage à peu près la composition.

SUCGIN. Synonymes: *Ambre jaune*; *Électrum*; *Karabé*. Matière insipide, inodore, jaunâtre, ayant l'aspect d'une résine concentrée, inaltérable à l'air, et s'électrisant rési-

neusement par le frottement. De temps immémorial, on pêche le succin sur les bords de la mer Baltique. En automne, les tempêtes le rejettent sur le rivage, où il se trouve au milieu des fucus qui garnissent les dunes sablonneuses des côtes. Il se rencontre surtout dans des bancs de bois fossile, recouverts d'un terrain argileux. C'est ce qui a fait conjecturer avec beaucoup de probabilité que le succin est une résine fossile appartenant à des végétaux antédiluviens. Cette résine fossile porte quelquefois les empreintes de plusieurs espèces d'araignées (*Archæa paradoxa*), qui paraissent éteintes.

Le succin est insoluble dans l'eau, et fond entre 280° et 290°, en s'altérant. L'alcool en extrait une résine jaunâtre et un peu d'acide succinique. L'acide chlorhydrique extrait du succin de l'acide succinique, et un autre acide ressemblant à l'acide mellitique. Soumis à la distillation sèche, le succin donne d'abord de l'acide succinique, puis une huile volatile brune, d'une odeur pénétrante, qui entre dans la composition de l'eau de Luce, et qui, traitée par l'acide nitrique concentré, donne du muse artificiel.

M. Berpping vient d'obtenir du camphre artificiel en distillant un mélange de succin et d'acide nitrique. L'opération marche très-régulièrement, si l'on a soin d'employer le succin en morceaux de la grosseur d'un pois. Le succin se transforme peu à peu en une matière jaune, tenace, fragile, très-fusible, qui recouvre la surface de l'acide nitrique, et qui disparaît ensuite par l'action prolongée de cet acide. La liqueur, évaporée jusqu'à consistance sirupeuse, est de nouveau chauffée avec l'acide nitrique. Cette opération doit être répétée plusieurs fois en employant en dernier lieu de l'acide nitrique très-concentré, afin d'acidifier complètement toute la matière résineuse. La liqueur ainsi obtenue est évaporée à une température modérée jusqu'à consistance sirupeuse, puis abandonnée au repos. Au bout de quelques semaines, on y voit une grande quantité de petits cristaux que l'on sépare par le filtre. Le liquide filtré est de nouveau traité par l'acide nitrique, puis évaporé. On obtient ainsi une nouvelle quantité de petits cristaux. Enfin ces cristaux sont eux-mêmes chauffés avec leur volume d'acide nitrique concentré; après le refroidissement, de la liqueur on obtient des cristaux prismatiques parfaitement blancs. Ces cristaux ont la saveur de l'acide succinique; chauffés sur une lame de platine, ils fondent et se volatilisent complètement, en répandant des vapeurs irritantes; ils sont solubles dans l'eau et dans l'alcool; neutralisés par l'ammoniaque, ils ne produisent aucun trouble dans une solution de sulfate de chaux, et se comportent en général comme l'acide succinique pur.

Le liquide qui, pendant la distillation, a passé dans le récipient, est d'un vert bleu, sem-

blable à l'acide nitrique mélangé d'une certaine quantité d'eau. Après l'avoir neutralisé par la potasse, on remarque une forte odeur de camphre; lorsqu'on traite ensuite le liquide refroidi par l'éther, et qu'on agite le mélange, on obtient une couche d'une solution étherée, qui, par l'évaporation spontanée, donne un résidu cristallin ayant toutes les propriétés du camphre extrait du *Laurus camphora*. Il importe de ne pas employer une trop grande quantité d'éther, car une partie du camphre se perd par l'évaporation spontanée de ce dissolvant (*Annales de chimie*, année 1844).

SUCCINAMIDE. (Synonyme: *Amide de l'acide succinique.*) Produit blanc, cristallin, presque insoluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante. Traité par les alcalis caustiques, il dégage de l'ammoniaque; chauffé seul, il se décompose en ammoniaque et en un résidu charbonneux. La succinamide a pour formule: $C_4 H^2 O_2 + N H^2 =$ 1 équivalent de succinate d'ammoniaque, moins 2 équiv. d'eau.

On l'obtient en mélangeant l'éther succinique dans un vase fermant hermétiquement, avec deux fois son volume d'une solution aqueuse d'ammoniaque concentrée, et en abandonnant le mélange quelque temps à lui-même.

SUCCINIQUE (Acide). Produit cristallisé en tablettes ou en prismes rectangulaires incolores, inodores, d'une saveur un peu âcre, et d'une densité 1,39. Sublimé à une douce chaleur, il cristallise en aiguilles d'un blanc de neige, contenant 2 équivalents d'acide anhydre pour 1 équivalent d'eau. On l'obtient anhydre par des distillations répétées. L'acide succinique hydraté est soluble dans deux parties d'eau bouillante et dans 3 parties d'eau froide; il est également soluble dans l'alcool et l'éther. L'acide sublimé fond à 100° et bout à 242°, tandis que l'acide anhydre fond à 143° et bout à 250° (F. d'Arcet).

L'acide succinique existe naturellement dans le succin, dont on le retire par la distillation sèche. D'après Unverdorben, Lecanot et Serbat, il se trouve également dans la résine de quelques confères.

L'acide succinique présente une particularité qui rend difficile et incertaine l'étude des succinates. Il résulte en effet des recherches de M. Fehling (*Annalen der Chemie*, année 1844) que cet acide peut donner naissance avec une même base à des combinaisons qui diffèrent entre elles non-seulement par la quantité d'eau qu'elles renferment, mais encore par la température à laquelle cette eau est éliminée. Enfin, il a été impossible de produire à volonté un sel contenant une quantité d'eau déterminée, en employant soit l'acide cristallisé, soit l'acide anhydre.

L'acide succinique dont M. Fehling s'est servi dans ses expériences avait été purifié en le dissolvant dans l'acide nitrique concentré,

et en le faisant cristalliser dans l'alcool, afin de lui enlever son odeur de muse.

Succinate de potasse. — *succinate neutre de potasse* = $2 (C^4 H^2 O^3 KO) + aq.$ En saturant une solution d'acide succinique avec du carbonate de potasse pur, et en évaporant la liqueur neutre, on obtient des cristaux lamellaires, rhomboïdaux, semblables à ceux du chlorate de potasse. Ce succinate est soluble dans l'eau et dans l'alcool concentré. Il est inalterable à l'air. Les eaux mères contiennent un autre sel qui cristallise moins bien, et qui attire l'humidité de l'air, sans être cependant déliquescant.

Succinate acide de potasse = $2 (C^4 H^2 O^3) KO + HO.$

Ce sel ne perd pas d'eau à + 100 degrés.

En dissolvant le succinate neutre dans une quantité d'acide égale à celle contenue dans le sel neutre, on obtient des cristaux d'un autre sel, qui se représente par $4 (C^4 H^2 O^3) KO + 2 HO + 5 aq.$ Pour être analogue aux sels acides ordinaires, ce succinate, desséché à + 100 degrés, devrait avoir pour formule $4 (C^4 H^2 O^3) KO + 5 HO.$ On pourrait croire que, par la dessiccation à + 100 degrés, il s'est échappé avec l'eau de cristallisation un équivalent d'eau de combinaison; mais l'auteur a directement obtenu par la cristallisation un sel qui, desséché à l'air, avait la même composition que celui desséché à 100 degrés = $4 (C^4 H^2 O^3) KO + 2 HO.$ Ce sel ne perdait plus d'eau à + 100 degrés.

Succinate neutre de soude = $C^4 H^2 O^3 Na O + 6 \text{ éq.}$

Ce sel cristallise aisément sous forme de prismes rhomboïdaux. Il s'effleurit lentement, car dans l'espace de vingt-quatre heures à + 43°, il ne perd pas sensiblement de son poids. Le sel desséché à + 100 degrés : $C^4 H^2 O^3 Na O,$ ne change pas de poids à 200 degrés.

Succinate acide de soude = $2 (C^4 H^2 O^3) Na O + HO + 6 \text{ éq.}$

Ce sel, préparé en traitant le succinate neutre par un excès d'acide, se présente sous forme de cristaux lamellaires à base rhomboïdale. Il est efflorescent, et perd au contact de l'air 4,5 pour 100 d'eau de cristallisation.

Le sel desséché = $2 (C^4 H^2 O^3 Na O) + HO$ ne perd pas d'eau à + 200 degrés.

Succinate d'ammoniaque = $C^4 H^2 O^3 + N H^3 HO.$

Les succinates neutres de potasse et de soude s'obtiennent aisément en traitant les carbonates de ces bases par une proportion convenable d'acide succinique. Il n'en est pas de même pour le succinate d'ammoniaque. Il est assez difficile d'obtenir ce sel parfaitement neutre. Par l'évaporation d'une solution neutre de succinate d'ammoniaque, il se produit, comme on sait, un sel acide ou un mélange de sel neutre et de sel acide, surtout si l'on emploie l'ammoniaque en excès. On n'obtient pas non plus un sel neutre en concentrant la solution sous une cloche dont l'atmosphère est ammoniacale.

Pour obtenir ce sel parfaitement neutre, M. Fehling précipite l'acétate basique de plomb par du succinate d'ammoniaque en excès. Les premières eaux mères sont évaporées dans le vide sur l'acide sulfurique; les cristaux, lavés avec un peu d'eau pour enlever les traces de plomb, sont séchés à 40 ou 50 degrés. Ce sel ne perd pas d'ammoniaque, sa solution offre une réaction neutre.

L'auteur n'a point réussi à préparer un succinate double de potasse et de soude, ni un succinate double de soude et d'ammoniaque. On n'obtient que des mélanges, mais point de combinaisons à proportions stables.

Succinate de baryte, = $C^4 H^2 O^3 Ba O,$

Une solution aqueuse de chlorure de baryum n'est précipitée par le succinate de soude qu'au bout de quelque temps. Le précipité qui se forme est granuleux, cristallin, et augmente par l'évaporation de la liqueur. Le succinate de baryte est un peu soluble dans l'eau.

Il ne perd pas d'eau à + 200 degrés.

Succinate de chaux. En mêlant ensemble des solutions concentrées de succinate de soude et de chlorure de calcium, on obtient un précipité qui cristallise en aiguilles; ces cristaux augmentent de volume en proportion du temps pendant lequel ils restent dans la liqueur. À + 100 degrés ils perdent environ 22 pour 100 d'eau, et à 200 degrés encore 4 pour 100, ce qui donne, pour le sel cristallisé, la formule $C^4 H^2 O^3, Ca O + 3 aq.$

Si l'on fait bouillir une solution de succinate de soude avec une solution de chlorure de calcium, il se produit instantanément un précipité cristallin sous forme d'aiguilles très-fines. Ce sel, desséché entre deux doubles de papier, a pour formule $C^4 H^2 O^3, Ca O + aq.$

Il perd à + 100 degrés à peine 1/3 d'équivalent d'eau. Ce n'est qu'à 200 degrés que la perte totale s'effectue.

La formule du succinate neutre de chaux desséché à + 200 degrés est donc : $C^4 H^2 O^3, Ca O.$

Le sel $C^4 H^2 O^3, Ca O + aq.$ se transforme rapidement dans l'autre sel, qui contient 5 équivalents d'eau, lequel ne retient à 100 degrés qu'un 1/2 équivalent d'eau, tandis que le premier en retient un équivalent à la même température.

Le *succinate acide de chaux* = $2 (C^4 H^2 O^3) Ca O + HO + 2 aq.$ se produit avec une composition constante, lorsqu'on traite une solution d'acide succinique par du carbonate de chaux pulvérisé. La température ne doit pas dépasser 50 à 60 degrés. Le sel se dépose par le refroidissement, sous forme de cristaux très-longs. Il se forme toujours en même temps un peu de succinate neutre de chaux, bien qu'il y ait eu assez d'acide pour convertir toute la chaux en succinate acide. Plus la température est élevée, plus la production du sel neutre est considérable. Ces deux sels peuvent être séparés mécaniquement.

Succinate de magnésie. En neutralisant

le carbonate de magnésie par une solution d'acide succinique, on obtient, par l'évaporation et le refroidissement, un sel cristallisé soluble dans l'eau. Ce sel, qui est le succinate de magnésie, varie considérablement sous le rapport des proportions d'eau qu'il peut renfermer. Il y a au moins trois sels différents :

Le sel = $C_4 H_2 O_3 MgO + 10 + 4$ aq cristallise en croûtes transparentes et fragiles, après quelques jours de repos, dans une solution assez concentrée de succinate de magnésie. Le sel, desséché à 100 degrés, perd encore de l'eau à 200 degrés.

Le succinate = $2 (C_4 H_2 O_3 MgO) + 11$ aq. s'est formé au bout de quelques jours dans une solution très-concentrée de succinate de magnésie, il devient anhydre à + 100 degrés.

Enfin le sel = $2 (C_4 H_2 O_3 MgO) + 10 + 11$ aq. s'est séparé d'une solution assez concentrée de succinate de magnésie, sous forme de cristaux à bases rhomboïdales. Ces cristaux, très-compactes, perdent leur transparence à l'air, sans cependant changer sensiblement de poids. A 100 degrés, ce sel se représente par la formule $2 (C_4 H_2 O_3 MgO) + 10$, après avoir perdu 11 équivalents d'eau. A + 200 degrés, il devient anhydre $C_4 H_2 O_3 MgO$.

Acide succinique et oxyde de chrome. Selon M. Berlin, il se forme un succinate d'oxyde de chrome lorsqu'on précipite le perchloreure bleu de chrome par le succinate de soude. Mais M. Fehling n'a réussi par aucune méthode à obtenir un pareil sel. La modification de l'oxyde de chrome contenu dans le perchloreure vert ne paraît pas pouvoir se combiner avec l'acide succinique.

Succinate neutre de plomb. — L'oxyde de plomb peut se combiner en différentes proportions avec l'acide succinique. Cet acide précipite l'acétate de plomb à froid, mais il ne précipite pas le nitrate. Les succinates neutres alcalins précipitent les sels de plomb immédiatement à froid; mais à chaud, ils ne les précipitent qu'au bout de quelque temps. Dans le dernier cas, le précipité a le plus souvent une apparence cristalline.

Le succinate neutre de plomb $C_4 H_2 O_3 PbO$ ne perd pas d'eau même à 230 degrés.

Succinate de plomb basique. L'oxyde de plomb a une grande tendance à former avec l'acide succinique des sels basiques, dont la plupart ont une composition constante. Cependant il y en a aussi dans lesquels les proportions d'eau sont très-variables.

Lorsqu'on verse, goutte à goutte, une solution bouillante d'acétate de plomb basique dans une solution également bouillante de succinate d'ammoniaque parfaitement neutre, on remarque qu'à chaque goutte qui tombe il se manifeste un trouble qui disparaît presque aussitôt; en continuant ainsi, il arrive un moment où le précipité reste stable et ne disparaît plus. Or, si l'on a soin de s'arrêter au moment où le précipité stable se forme, on obtient une liqueur qui donne, par le repos et a

l'abri du contact de l'air, des cristaux d'un succinate de plomb qu'on peut reproduire à volonté. Si l'on agite la liqueur, soit à froid, soit à chaud, le précipité cristallin se forme instantanément.

M. Fehling donne l'analyse de trois succinates de plomb différents, mais qu'il n'a pas pu tous reproduire à volonté.

En traitant une solution de succinate d'ammoniaque par l'acétate de plomb, et en même temps par un peu d'ammoniaque, on obtient un sel blanc insoluble dans l'eau, qui, desséché à 200 degrés, a présenté la formule : $C_8 H^3 O_5, 3 PbO$.

Succinate d'argent. = $C_4 H_2 O_3 AgO$. Le nitrate d'argent est précipité par les succinates alcalins neutres, aussi bien que par l'acide succinique libre. Il se produit un sel blanc qui, desséché à la température ordinaire, ne perd pas d'eau à 200 degrés, mais il change de couleur.

SUCCINONE. Liquide brunâtre qu'on obtient en soumettant à la distillation sèche le succinate de chaux. M. F. d'Arcet l'a trouvé composé de

60,41 carbone
9,33 hydrogène
60,06 oxygène.

SUCCION. Action de sucer, c'est-à-dire, d'attirer un fluide au moyen du vide. L'introduction de l'air dans les poumons, pendant la respiration, est un véritable acte de succion. Les ventouses agissent par voie de succion. L'action de boire et la déglutition sont en grande partie un effet de la succion.

SUCCISTERÈNE. Produit de la distillation sèche du sucin. Il a la même composition que l'irialine, et offre la même propriété de produire avec l'acide sulfurique une combinaison bleue. Il a été découvert par Pelletier et Waller.

SUCRE. Le sucre était connu des anciens, mais il n'était employé qu'en médecine. Pline, Dioscoride et Galien en parlent. Au moyen âge, l'usage du sucre paraît avoir été plus répandu; car on connaissait déjà le moyen de le raffiner. Voici comment s'exprime à ce sujet un auteur du quatorzième siècle, Bartholomée l'Anglais : « Le sucre est en latin appelé *sucara*, et est fait de roseaux qui croissent en viviers qui sont près du Nil; et le suc de ces roseaux est doux comme miel, et on fait le sucre par le cuire au feu; car on pile ces roseaux, puis les met-on en la chaudière sur un feu qui n'est pas fort, où il devient dessus comme écume, et puis le meilleur et le plus épais s'en va au fond; et ce qui est vil et plein d'écume demeure par-dessus, et n'est pas si doux comme l'autre, et ne croque point entre les dents quand on le mâche, mais se fond tout en eau. On met le bon sucre, en bons vaisseaux ronds, sécher au soleil, et la s'endurcit et devient blanc; et l'autre demeure jaunine. »

En 1713, un célèbre chimiste de Berlin, Marggraff, découvrit le sucre dans la betterave

et dans les racines d'autres plantes. Comme cette découverte a fait une révolution dans l'industrie, nous allons laisser Marggraff la raconter lui-même :

« Les plantes, dit-il, que j'ai soumises à un examen chimique pour tirer le sucre de leurs racines, et dans lesquelles j'en ai trouvé effectivement de véritable, ne sont point des productions étrangères; ce sont des plantes qui naissent dans nos contrées aussi bien que dans d'autres en assez grande quantité, des plantes communes qui viennent même dans un terroir médiocre, et qui n'ont pas besoin d'une forte et grande culture. Telles sont la bette blanche ou poirée, le chervil (*Sisarum Dodonæ*; *Daucus carotta*), et la bette rouge. Les racines de ces trois plantes m'ont fourni jusqu'à présent un sucre très-copieux et très-pur. Les premières marques caractéristiques qui indiquent la présence du sucre renfermé dans les racines de ces plantes, sont que ces racines, étant coupées en morceaux et desséchées, ont non-seulement un goût fort doux, mais encore qu'elles montrent pour l'ordinaire, surtout au microscope, des particules blanches et cristallines, qui tiennent de la forme du sucre. »

« Comme le sucre, continue Marggraff, se dissout même dans de l'esprit-de-vin (chaud), j'ai jugé que ce dissolvant pourrait peut-être servir à séparer le sucre des matières étrangères; mais, pour m'assurer auparavant combien de sucre pouvait être dissous par l'esprit-de-vin le plus rectifié, j'ai mis dans un verre deux dragmes du sucre le plus blanc et le plus fin, bien pilé, que j'ai mêlé avec quatre onces d'esprit-de-vin le plus rectifié; j'ai soumis le tout à une forte digestion continuée jusqu'à l'ébullition, après quoi le sucre s'est trouvé entièrement dissous. Tandis que cette solution était encore chaude, je l'ai filtrée et mise dans un verre bien fermé avec un bouchon de liège. où l'ayant gardée environ huit jours, j'ai vu le sucre se déposer sous forme de très-beaux cristaux. Mais il faut bien remarquer que la réussite de l'opération demande qu'on emploie l'esprit-de-vin le plus exactement rectifié, et que le verre aussi bien que le sucre soient très-secs; sans ces précautions, la cristallisation se fait difficilement.

« Cela étant fait, j'ai pris des racines de bette blanche coupées en tranches, et les ai fait dessécher, mais avec précaution, afin qu'elles ne prissent point une odeur empyreumatique. Je les ai ensuite réduites en une poudre grossière; j'ai pris huit onces de cette poudre desséchée, et les ai mises dans un verre qu'on pouvait boucher; j'y ai versé seize onces d'esprit-de-vin le plus rectifié, et qui allumait la poudre à canon. J'ai soumis le tout à la digestion au feu, poussé jusqu'à l'ébullition de l'esprit-de-vin, en remuant de temps en temps la poudre qui se ramassait au fond. Aussitôt que l'esprit-de-vin a commencé à bouillir, j'ai retiré le verre du feu, et j'ai versé prompte-

ment tout le mélange dans un petit sac de toile, d'où j'ai fortement exprimé le liquide qui y était contenu; j'ai filtré la liqueur exprimée encore chaude, j'ai versé le liquide filtré dans un verre à fond plat, fermé avec un bouchon de liège, et l'ai gardé dans un endroit tempéré. D'abord l'esprit-de-vin y est devenu trouble, et au bout de quelques semaines il s'est formé un produit cristallin ayant tous les caractères du sucre, médiocrement pur et composé de cristaux compactes. J'ai dissous de nouveau ces cristaux dans de l'esprit-de-vin, et on les obtient ainsi plus purs. » (HOEFER, *Histoire de la Chimie*, tome I, pag. 413.)

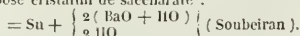
On distingue trois espèces principales de sucre : 1^o le sucre de canne ou sucre cristallisable, 2^o le sucre de fruit (de raisin, de fécula, de diabète), 3^o le sucre de lait. Les sucres ont pour caractère général de fermenter sous l'influence de l'eau, du ferment et d'une température de 15^o à 25^o, en donnant naissance à de l'alcool et à de l'acide carbonique qui se dégage. La glycérine ou principe doux des huiles a la saveur du sucre, mais elle n'est pas susceptible de fermenter.

Le sucre de canne existe tout formé dans un grand nombre de tiges de graminées (*Zea mais*, *Arundo saccharifera*, etc.), dans la racine de la betterave, dans le suc d'érable, dans les châtaignes, les glands, les melons, les courges, etc. Quant à la betterave, le sucre ne se trouve accumulé que dans les parties qui sont soustraites à l'influence de la lumière : là où la racine est exposée à la lumière, elle verdit, et contient bien plus de matières salines que de sucre. Tout le sucre disparaît à mesure que la plante produit des fleurs et des graines.

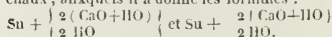
Le sucre de canne, de betterave, d'érable, etc., possède seul la propriété de bien cristalliser. Les cristaux qu'il forme sont des prismes à quatre pans, terminés par un sommet dièdre. Il est très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool pur; il se dissout en très-petite quantité dans l'alcool bouillant; il se dissout assez bien dans l'alcool faible. Cristallisé dans une solution aqueuse concentrée, il constitue le sucre *candi* (contenant environ 10 pour cent d'eau). A l'époque où le sucre de betterave fut introduit dans le commerce et commença à faire une redoutable concurrence au sucre des colonies, on soutenait que le premier était de nature différente, et n'avait pas les qualités du sucre de canne. Cette opinion fut longtemps colportée dans le public par des marchands intéressés, jusqu'à ce que la chimie en démontra la nullité. La seule différence qui existe peut-être entre le sucre de betterave et le sucre des colonies, c'est que le premier donne des cristaux de candi minces et allongés, tandis que ceux du dernier sont plus gros et plus ramassés; mais leur forme cristalline est absolument la même. Par l'addition d'un peu d'alun, on obtient des cristaux en tre-

Le sucre cristallisé est phosphorescent sous le choc du marteau, dans l'obscurité; il offre les phénomènes thermo-électriques de la tourmaline et de la topaze. Chauffé à 180°, il fond en un liquide tout à fait transparent; versé dans l'eau froide, le sucre fondu se fige instantanément, et constitue alors ce qu'on appelle improprement le *sucre d'orge* ou de *pomme*. La matière colorante jaune tient au sucre impur (cassonade, renfermant de la mélasse) employé pour la préparation du sucre d'orge. Avec du sucre blanc, on obtient le *sucre de pomme*. Le sucre d'orge ou de pomme est donc du sucre de canne dont la cristallisation a été interrompue par un refroidissement trop brusque de la température. Exposé à l'air, il perd sa transparence, et tend à cristalliser. Il faut y ajouter un peu de vinaigre pour le conserver transparent. A 220°, il est carbonisé, perd son eau, qu'il ne reprend plus, et forme le *caramel*, qui n'est plus susceptible de fermentation.

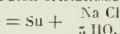
Une solution de sucre bouilli avec de la baryte donne, par le refroidissement, un composé cristallin de saccharate :



La chaux se combine facilement avec le sucre. La cassonade contient quelquefois jusqu'à 25 pour 100 de saccharate de chaux. La dissolution aqueuse de saccharate de chaux, dissoute à la température ordinaire, se trouble à chaud, et se prend en masse comme de l'empois. Cette liqueur redevient liquide et limpide par le refroidissement. Abandonnée à l'air, la solution aqueuse de saccharate de chaux se trouble, parce que l'acide carbonique de l'air déplace le sucre, qui joue le rôle d'un acide faible, et se combine avec la chaux pour former un carbonate insoluble. C'est pourquoi l'eau sucrée devient laiteuse par son exposition à l'air. M. Soubeiran a analysé deux saccharates de chaux, auxquels il a donné les formules :



Avec le plomb, le sucre fournit un composé $= \text{Su} + 4 \text{PbO}$. Avec le sel marin, il forme un composé bien cristallisable :



Il est à remarquer que, tandis que l'oxyde plombique élimine toute l'eau basique du sucre, les combinaisons avec les oxydes alcalins retiennent toute l'eau que le sucre cristallisé contenait.

Les acides ont une action toute particulière sur le sucre de canne : ils le transforment en sucre de raisin. L'action est plus prompte à chaud. Le sucre de raisin est reconnaissable à ses cristaux ayant l'aspect de choux-fleurs. On en voit souvent sur les confitures faites avec du sucre de canne, que les acides des fruits ont transformé en sucre de raisin. Dans cette transformation remarquable, le sucre de canne absorbe une certaine quantité d'eau. Traité

par l'acide sulfurique, le sucre de canne volatilise; le sucre de raisin ne présente rien de semblable. Le sirop de sucre de canne produit avec l'albumine et l'acide sulfurique concentré une coloration rouge. Traité par l'acide nitrique, le sucre de canne se change en acides tartrique, formique et oxalique.

La *mélasse* ou le sucre impur contient quelquefois des quantités notables de chlorures de potassium et de sodium. Le sucre blanc en pain renferme d'ordinaire pour 100 de chaux.

Depuis quelques années la consommation du sucre a pris un accroissement prodigieux. Autrefois (à l'époque de l'empire) on consommait en France environ 16 à 17 millions de kilogrammes de sucre; aujourd'hui on en consomme plus de 150 millions kilog. Le sucre est employé sous diverses formes; on en fait des sirops, des pastilles, etc. Les pastilles sont faites avec un mucilage de gomme adragante et du sucre en poudre, le tout réuni en une pâte qu'on parfume par quelque huile essentielle.

Sucre de raisin. Synonymes : *Glucose*; *Sucre de fruits*; *Sucre de diabète*; *Sucre de féculé* ou *d'amidon*. Ce sucre se distingue du précédent en ce qu'il ne cristallise pas, ou très-difficilement (en prismes rhomboïdaux). Il présente un aspect mameloné (choux-fleurs). Il fond déjà à 90°. Il peut perdre jusqu'à 100 pour 100 d'eau sans se décomposer, tandis que la moindre perte d'eau entraîne la décomposition du sucre de canne. Ainsi chauffé, le sucre de raisin reste liquide et sirupeux. C'est sous cette forme que les anciens chimistes l'ont décrit, parce que, par la concentration, ils lui avaient enlevé son eau, qu'il reprend à l'air humide. Le sucre de raisin est soluble en toutes proportions dans l'eau bouillante; à froid, l'eau perd 8.10. Il se dissout dans l'alcool faible. Sa saveur est moins sucrée. Deux livres et demie de sucre de raisin équivalent, sous ce rapport, à 1 livre de sucre de canne. Il a d'abord une saveur fraîche, et ce n'est qu'après qu'il développe la saveur sucrée. Il est fréquemment employé pour bonifier le vin, la bière et d'autres liqueurs alcooliques. Ce produit est destiné à un avenir immense; peut-être dans quelques années en fabriquerait-on le centuple. Il peut se vendre dans le commerce en raison de vingt centimes la livre.

Chauffé à 200°, le sucre de raisin se change en caramel, et ne se distingue plus du sucre de canne. Il n'est pas aussi facilement altéré par les acides. Avec l'acide sulfurique il forme une combinaison intime (*acide sulfosaccharique*). L'acide nitrique le change en acide oxalique. Comme le sucre de canne, il se combine avec les alcalis et les bases terreuses (*saccharates*). En contact avec ces bases et à l'air, il forme une matière brune, semblable au bois pourri (*saccharine*).

Le sucre de canne passe, pendant la fermentation, par le degré intermédiaire de sucre de raisin, avant de se changer en alcool et en acide carbonique.

Il existe plusieurs procédés pour se procurer le sucre de raisin. On l'obtient en traitant la féculé par l'acide sulfurique étendu. L'opération se fait à la température de l'ébullition de l'eau. La féculé se change d'abord en une matière gommeuse (*dextrine*), puis en sucre. L'acide sulfurique reste intact; on l'enlève par l'eau et la chaux. Le véritable tour de main est de s'arrêter dans l'évaporation de la liqueur juste au point où la matière peut se prendre dans les formes. Jamais les liqueurs qui renferment du sucre de raisin n'éprouvent la fermentation visqueuse; s'il y a fermentation, elle est toujours alcoolique.

Le *sucre de diabète*, identique avec le sucre de féculé, se développe dans une certaine maladie (le *diabète sucré*), contre laquelle on a en vain essayé tous les remèdes. Cette maladie consiste en deux besoins jamais satisfaits et toujours renaissants, la soif et la sécrétion de l'urine. L'urine ainsi sécrétée contient des quantités variables de sucre de raisin. Il y a eu des malades qui ont rendu jusqu'à 50 ou 40 livres d'urine par jour, contenant jusqu'à 10 pour 100 de sucre. L'urine n'est pas sucrée, et cependant elle est fermentescible et donne de l'alcool. Le diabète sucré paraît provenir d'une altération particulière des reins. Les aliments gras conviennent mieux qu'une nourriture amylacée pour combattre les progrès de cette maladie.

Le *sucre de lait* (*lactine*) diffère des espèces précédentes. Il est susceptible de fermenter, mais avec lenteur. Il cristallise en prismes à quatre pans. Sa saveur est peu sucrée. Il craque sous la dent. L'eau dissout le 1/9 de son poids; l'eau bouillante en dissout davantage. Il est très-peu soluble dans l'alcool. L'acide nitrique le change en acide mucique. Les alcalis le rendent plus soluble. En contact avec des membranes animales (membranes de l'estomac), il se transforme en acide lactique (Frémy). On obtient le sucre de lait par l'évaporation du petit lait. On le purifie par des cristallisations répétées, et on le décolore.

Composition des sucres. Le sucre de canne cristallisé a été analysé par un grand nombre de chimistes. Les résultats de ces analyses s'accordent à peu près avec la formule : $C^{12} H^{22} O^{11}$. Soit, en centièmes,

Analyse de Berzelius. Analyse de Liebig.

carbone	42,22	42,56
hydrogène	6,60	6,40
oxygène	51,18	51,24

Dans le saccharate de plomb, le sucre de canne renferme 2 éq. d'eau de moins que dans le sucre cristallisé libre (Péligot).

Suivant M. Thenard, 100 parties de sucre donnent, par la fermentation, 31,27 d'acide carbonique et 32,62 d'alcool.

Sucre de raisin. Composition en centièmes :

Analyse de M. de Saussure.

carbone	57,29
hydrogène	6,34
oxygène	55,87

Ces nombres s'accordent sensiblement avec la formule : $C^{12} H^{14} O^{14}$.

Sucre de lait. Composition, en centièmes, du sucre de lait cristallisé

carbone	40,46
hydrogène	6,61
oxygène	32,95

De là on déduit la formule : $C^{24} H^{24} O^{24}$.

Proust a fait voir que chaque sorte de sucre solide a son sucre liquide : le sucre de canne cristallisé a le sucre de canne liquide; le sucre de raisin solide a le sucre de raisin liquide; le sucre de miel solide a le sucre de miel liquide.

Une question se présente : Le sucre liquide existe-t-il dans la plante, ou n'est-il qu'une altération ou décomposition du sucre solide? Il est incontestable, d'après les travaux de M. Pelouze sur la betterave, qu'il y a des végétaux qui ne contiennent que du sucre cristallisable; et cependant, par le travail qu'on fait subir à ce sucre, on obtient une certaine quantité de sucre incristallisable, qui par conséquent est un produit formé dans ce travail. Mais s'ensuit-il qu'il en soit toujours ainsi, et que jamais le sucre liquide n'existe dans la plante en concurrence avec le sucre cristallisable? Non; et cependant c'est une opinion généralement admise par les chimistes depuis les recherches de M. Pelouze, et que particulièrement M. Peligot veut établir relativement au jus de la canne, dans laquelle il n'admet que du suc cristallisable (Longchamps).

Dans ces derniers temps les chimistes se sont occupés à trouver des procédés faciles et sûrs pour constater la présence du sucre dans un liquide quelconque. Le procédé de M. Biot est fondé sur l'observation que ce physicien a faite, savoir, que certaines matières organiques dissoutes dans l'eau dévient le plan de polarisation de la lumière, lorsqu'on observe le rayon polarisé à travers une colonne liquide. Ainsi, la dissolution de sucre de canne dévie le plan de polarisation vers la droite; et lorsque ce sucre est devenu incristallisable, la déviation s'effectue à gauche. La dissolution du sucre de raisin dévie vers la gauche avant sa cristallisation, mais vers la droite lorsque, après avoir été cristallisé, on le dissout dans l'eau. Le sucre d'amidon opère toujours la déviation vers la droite.

M. Frommer a fait des expériences pour distinguer, par des réactions, la gomme, la dextrine, le sucre de raisin et le sucre de canne, et principalement pour découvrir de petites quantités de sucre de raisin. A cet effet, M. Frommer mélange la solution de ces substances avec une lessive de potasse, puis il y ajoute une solution de deutosulfate de cuivre. La gomme donne un précipité bleu, insoluble dans une eau alcaline, soluble dans l'eau pure, et qui peut être bouilli sans noircir; ce précipité n'est donc point de l'hydrate de deutoxyde de cuivre, car celui-ci cède déjà à

100° son eau, en noirissant. C'est une combinaison de gomme et d'oxyde de cuivre.

On observe les mêmes réactions avec l'amidon et la gomme adragante, lorsque, après avoir dissous ces substances dans une lessive de potasse, on y ajoute une solution de sulfate de cuivre.

Une solution de dextrine, au contraire, ne donne aucune trace de précipité, mais elle se colore en bleu foncé, teinte qui ne s'altère pas par le repos; mais lorsqu'on chauffe la solution à 35°, elle donne un précipité rouge et cristallin de protoxyde de cuivre, qui se dissout entièrement dans l'acide chlorhydrique. Lorsqu'on mélange une solution de gomme avec un peu de dextrine, il se produit constamment, outre le précipité, une coloration en bleu foncé; de même, en ajoutant un peu de gomme à une solution de dextrine, on observe toujours la formation de ce précipité, en même temps que le liquide se colore en bleu foncé. La dextrine est donc une substance essentiellement distincte de la gomme. A l'aide de ces réactions, on peut aussi se convaincre que ni la gomme arabe ni les autres gommes ne renferment de dextrine; et, réciproquement, on peut s'assurer qu'en transformant l'amidon en dextrine et en sucre de raisin, soit à l'aide de l'acide chlorhydrique ou nitrique, comme on le fait aujourd'hui, soit au moyen de l'acide sulfurique, soit enfin au moyen de la diastase ou d'une membrane muqueuse, il ne se forme pas de gomme comme produit intermédiaire.

Lorsqu'on ajoute au mélange d'une solution de sucre de raisin et de potasse une solution de deutosulfate de cuivre, tant que le précipité d'hydrate d'oxyde de cuivre se dissout encore, on remarque au bout de quelques instants, à la température ordinaire, une séparation de protoxyde de cuivre; si l'on chauffe le mélange, cette séparation s'effectue aussitôt, lors même qu'on n'ajoute que peu de sulfate, et la liqueur se décolore peu à peu. Un liquide renfermant 1/100000 de sucre de raisin donne, par l'ébullition, un précipité encore sensible; lorsqu'il en contient 1/1000000, on remarque à la lumière réfléchie une coloration rougeâtre fort distincte.

Un mélange d'une solution de sucre de canne et de potasse prend, par le sulfate de cuivre, une teinte bleu foncé; lorsqu'il renferme de la potasse en excès, on peut le porter à l'ébullition sans qu'il dépose de protoxyde de cuivre; toutefois, si l'ébullition est maintenue longtemps, il se forme un dépôt. Lorsqu'on fait la réaction sans élever la température, la solution se conserve sans altération pendant quelques jours, et le protoxyde de cuivre ne se sépare alors que par une ébullition longtemps prolongée. Un long repos occasionne la séparation d'un peu de protoxyde; mais cette réduction de deutoxyde n'est jamais complète; même au bout de plusieurs semaines.

Ces réactions ne peuvent servir à démontrer

que le sucre de canne, en contact avec la levure, se transforme d'abord, et d'une manière fort rapide, en sucre de raisin, qui, de son côté, se met en fermentation.

M. Peltenkofer (*Annalen der Chemie*, 1812) vient d'inventer un procédé qui permet de constater des quantités de sucre très-petites dans la bile. En mélangeant de la bile ou de l'acide bilique pur (*biline*, *acide choléinique*) avec du sucre fermentescible, et en traitant ce mélange par l'acide sulfurique concentré, on obtient une coloration d'un violet pourpre, extrêmement intense et tout à fait caractéristique. Cette réaction peut servir soit pour démontrer la présence de la bile au moyen du sucre, soit, inversement, la présence du sucre au moyen de la bile. Pour le premier cas, on opère de la manière suivante: on verse la liqueur, dans laquelle on soupçonne la présence de la biline, dans un tube de verre à essai; et on y ajoute à peu près les 2/3 de son volume d'acide sulfurique concentré; le mélange ne doit point s'échauffer beaucoup au-dessus de 50°, ce qu'on évite facilement en ajoutant l'acide avec une certaine précaution; on y verse ensuite 23 gouttes d'une solution de 1 de sucre dans 4 à 5 p. d'eau. Il se produit alors une coloration rouge violette plus ou moins intense, suivant la quantité de biline contenue dans la liqueur. Lorsqu'on doit opérer sur des matières solides ou pâteuses, on les extrait préalablement par l'alcool, on évapore presque à siccité, et on reprend le résidu par un peu d'eau, ou bien on le traite directement par l'acide sulfurique concentré.

Les précautions à observer sont les suivantes: il faut éviter une trop grande élévation de température, ainsi qu'un grand excès de sucre; l'acide sulfurique ne doit point contenir d'acide sulfureux, dont la présence ou la formation empêche et détruit la réaction; il faut se débarrasser de l'albumine, qui, à l'état concentré, produit également, quoique avec bien moins d'intensité, une coloration violette avec l'acide sulfurique et le sucre; la présence d'une grande quantité de chlorures pouvant modifier la couleur en la rendant rouge brun, il faut également chercher à l'éviter. M. Peltenkofer, en se servant de cette réaction intéressante, a constaté que les excréments d'un homme sain ne contiennent pas de biline, mais qu'on la rencontre dans les selles provoquées soit par le calomel, soit par les autres purgatifs. Il a pu également observer l'excrétion de la bile par les reins chez les individus affectés de pneumonie; les urines en contenaient d'autant plus que l'hépatation du poulmon devenait plus intense. Par défaut de respiration, la bile, ne pouvant plus se métamorphoser complètement dans l'organe, se trouve alors éliminée en partie sans altération. Lorsque le trouble de la respiration continue pendant quelque temps, la matière colorante de la bile se retrouve également dans le sang et dans l'urine, et l'ie-

tère se développe à la suite de la pneumonie.

Pour reconnaître la présence du sucre dans l'urine, dans le sang, enfin dans un liquide quelconque, on mélange de la bile avec de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que le précipité d'acide choléinique se soit redissous, et on y verse ensuite quelques gouttes de liquide à examiner. La présence du sucre se manifeste rapidement par la coloration violette; lorsqu'on opère sur le sang, on élimine d'abord toute l'albumine par l'ébullition avec de l'alcool faible, et on concentre la liqueur. La manne ne produit point de coloration; lorsque cette réaction a lieu avec la manne, elle y dénote seulement la présence du sucre fermentescible, qui est le sucre de raisin.

L'extraction du sucre est depuis quarante ans l'objet d'un grand nombre de travaux. On l'extrait principalement de la canne à sucre (*Arundo saccharifera*) et de la betterave (*Beta vulgaris*). Dans certaines localités on l'extrait de l'érable (*Acer saccharinus*) et du maïs (*Zea mais*).

Dans l'Inde, on plante les boutures de cannes à sucre vers la fin de mai. En août, on fait écouler l'eau si le sol est trop humide; on l'irrigue s'il est sec. Chaque bouture donne trois à six cannes, qui, lorsqu'on les coupe, ont de 2 à 3 mètres de hauteur, et 25 à 50 millimètres de diamètre. La coupe se fait en janvier et février, environ neuf mois après leur plantation, et avant la floraison, qui diminuerait considérablement la douceur de leur suc (Rosburgh). Un acre de terre (4,017 mètres carrés) donne 15,000 kil. de jus (vesou), qui produisent 2,500 kilogr. de sucre. D'après ces données, l'hectare produit 72,110 kilogr. de suc (vesou), lesquels donnent 5,681 kilogr. de sucre brut (moscouade); par conséquent 100 de vesou donnent 17,50 de moscouade.

D'après les analyses de M. Dupuy et M. Peligot, le vesou de la Martinique contient de 17 à 21 pour cent de sucre cristallisable. M. Biot, mettant à profit ses belles observations sur l'action qu'exerce, sur certaines substances organiques en dissolution dans l'eau la lumière polarisée, trouva que le jus de canne de la Martinique offre une réaction comparable à celle que doit produire une solution aqueuse de sucre de cannes cristallisé ou ce sucre entrerait dans la proportion pondérable de 20,21 p. 100. Cette épreuve physique confirme donc l'analyse chimique.

Les cultivateurs, dans l'Amérique septentrionale, se procurent le sucre pour leurs propres usages en l'extrayant de l'*Acer saccharinus* ou érable à sucre. Cet arbre parvient à sa maturité au bout d'environ vingt ans; son diamètre est alors de 60 à 90 centimètres. Dans les mois de février, de mars et d'avril, on perce l'arbre avec une tarière à la profondeur de 2 centimètres, que l'on pousse jusqu'à 3 à mesure que l'écoulement s'arrête, et on adapte au trou un tuyau de bois pour diriger la sève,

qui s'écoule pendant cinq à six semaines. Quand l'écoulement a cessé du côté du midi, on perce l'arbre du côté du nord. Cette opération, bien loin de nuire à l'arbre, l'améliore. La fermentation s'établit bientôt dans la sève; aussi doit-on la soumettre à l'évaporation dans les vingt-quatre heures. Un arbre ordinaire fournit dans les bonnes saisons 76 à 114 kilogr. de sève, qui produisent 2 à 3 kilogr. de sucre; par conséquent 100 kilogr. de sève donnent, en moyenne, 2,6 kilogr. de sucre parfaitement identique à la moscouade provenant de la canne.

Mais de toutes les plantes celle qui joue le plus grand rôle dans l'extraction du sucre, c'est la betterave (*Beta vulgaris*). On sait que, par un prodige de l'industrie, ce sucre, dont l'extraction coûtait 7 à 8 francs la livre en 1814, peut être obtenu aujourd'hui à moins de 3 à 6 sous. Malheureusement cette belle industrie a été tuée en France par les droits réunis, au profit du sucre des colonies.

La betterave vient dans presque tous les terrains, mais elle exige de grands soins de culture pour se débarrasser de l'entourage des herbes parasites qui prendraient au sol ce qu'elle leur demande. On ne peut pas douter de la toute-puissance d'une bonne culture, lorsqu'on voit l'hectare de terre produire dans le Nord 420 quintaux métriques de betteraves, et n'en donner dans l'Ain que 129. Voici des chiffres que nous empruntons à la *Statistique agricole de la France*, publiée en 1840 par le ministère du commerce.

Département.	Produit par hectare.	Prix moyen du quint.	mét.
Nord	420	1 fr.	65 c.
Haut-Rhin	547	2	»
Pas-de-Calais	525	1	63
Ardennes	297	1	59
Puy-de-Dôme	279	1	50
Moselle	270	1	83
Aisne	256	1	80
Bas-Rhin	250	1	70
Hérault	178	3	20
Vaucluse	161	2	»
Haute-Saône	162	2	»
Aube	144	2	40
Ain	129	2	»

« On peut admettre que les terres que l'on cultive en betteraves pour alimenter les sucreries produisent en moyenne environ 53,000 kil. de betteraves par hectare. En supposant un rendement moyen de 6 pour 100 en sucre, cela donne un produit de cette matière de 2,100 kil. par hectare. Ce résultat est celui que l'on obtient généralement dans beaucoup de fabriques où l'on travaille bien; et l'on peut citer plusieurs circonstances où, d'après des observations faites avec soin, l'hectare de terrain très-fertile a produit de 4 à 6,000 kil. de sucre. On peut évaluer la production moyenne des terres à froment à 3 hectolitres par hectare, ce qui représente en poids environ 1,000 kil. de froment, qui rendent un

pois à peu près égal dans leur conversion en pain. On trouvera, d'après ce rapprochement, que la terre produit presque le double de sucre que de pain; les feuilles de la betterave, qui forment un engrais fort utile pour le terrain même, et la portion de substance qui se trouve appliquée à la nourriture des animaux sous forme de résidu, présentent d'ailleurs bien plus que l'équivalent de la paille de froment, pour l'entretien et la fertilité du sol. On voit que la terre, à surface égale, produit beaucoup plus de sucre que de pain; et si le prix de ce dernier est moins élevé, c'est uniquement parce que la culture de la betterave et la fabrication exigent plus de main-d'œuvre. Mais c'est précisément à cause de cela qu'un accroissement considérable de population agricole ne peut manquer d'en être la conséquence, et que tous les genres d'industrie du pays trouveront de nouveaux débouchés dans cet accroissement de la population et de l'aïssance de la classe ouvrière. » (Matthieu de Dombasle.)

De même que le cylindre et la presse n'expriment pas tout le vesou de la canne, de même aussi le râpage et la presse n'expriment pas tout le jus de la betterave. D'après les analyses qui ont été faites de cette racine, elle est formée de .

eau,	86
sucré,	10 à 11
ligneux,	5 à 4

Par conséquent, on doit obtenir 96 à 97 de jus de 100 de betterave. Dans le principe, on n'obtenait que 30; mais on est parvenu à obtenir 70 à 75. M. Matthieu de Dombasle a substitué la macération au râpage et à la presse; et, après plusieurs années de travail, il est enfin parvenu par ce moyen à extraire de la betterave tout le sucre qu'elle contient. Après avoir lavé la racine pour la débarrasser de la terre, on procède au décapage, qui se fait au moyen d'un instrument qui, par son effet, peut être assimilé au rabot de menuisier. Le coupe-racines dont on fait usage à Roville se compose d'un disque vertical armé de huit couteaux tranchants: les betteraves y sont amenées par une trémie dont les parois sont courbes, de manière que les couteaux agissent dans toute l'étendue de l'ouverture de la trémie. Dans les années précédentes, on coupait les betteraves en tranches de 6 millimètres d'épaisseur; mais depuis que l'on opère les macérations à froid, on a reconnu que l'on obtient plus facilement un épuisement complet en donnant moins d'épaisseur aux tranches, qui sont réduites à 2 millimètres. Deux hommes découpent ainsi 2,000 à 1,200 kilogr. de betteraves par heure.

Les betteraves ainsi découpées sont mises dans des sacs tissés avec de la ficelle, et qui représentent une sorte de filet. On plonge le sac dans une chaudière contenant de l'eau bouillante, et au bout de vingt ou trente minutes on le retire au moyen d'une grue qui

va le déposer dans un cuveau qui contient de l'eau froide. Il y séjourne vingt ou trente minutes, pour être transporté au moyen de la grue dans un autre cuveau contenant également de l'eau froide, et ainsi de suite, jusqu'à ce que l'immersion de la betterave ne cède plus rien à l'eau. Lorsqu'on a d'abord retiré le sac de la chaudière, il a été remplacé par un autre, et ainsi successivement jusqu'à ce que le liquide de la chaudière soit arrivé au degré de pesanteur qu'aurait le jus de la betterave, car alors l'eau ne pourrait plus enlever de sucre à la racine. Le liquide saturé est soutiré de la chaudière pour se rendre dans un cuveau où il est traité par la chaux, opération que l'on nomme *defecage*. Ainsi, par le procédé de M. Matthieu de Dombasle, non-seulement on enlève à la betterave tout le sucre qu'elle contient, mais encore on laisse dans la racine ainsi dépotillée de sucre toute la partie albumineuse qu'elle renferme, et qui par conséquent entre avec profit dans l'alimentation des animaux que l'on nourrit avec les résidus.

On a reconnu depuis longtemps la présence du sucre dans les tiges du maïs; mais on s'obstinait à n'y voir que du sucre incristallisable, opinion principalement émise et soutenue par Parmentier. Cependant, dès 1784, Bonrepos (Flore de Toulouse) avait retiré du jus de ces tiges un pain de sucre cristallisé, d'un poids assez considérable. Nalbroit, en 1810, obtint également du sucre cristallisé du même jus; enfin Burger, en 1811, annonça le même résultat. En 1854, cette question fut reprise par M. Pallas, qui arriva aux résultats suivants:

1^o La tige de maïs qui conserve encore sa force de végétation, et dont le grain est parvenu à maturité, contient pour le moins 6 pour 100 de sirop cuit à 40 degrés, dont une partie est susceptible de cristalliser, et de donner naissance à un sucre qui a la plus grande analogie avec celui de *Arundo sacharifera*.

2^o Le sucre de maïs est toujours liquide et incristallisable avant la fructification, et il se concrète, et acquiert plus de consistance à dater de cette époque jusqu'à la maturité complète du fruit.

3^o Le moment le plus favorable pour obtenir la plus grande quantité et la meilleure qualité de sucre cristallisable est celui où la plante a acquis tout son développement, c'est-à-dire, immédiatement après la maturité du fruit.

4^o Les mélasses de sucre de maïs sont remarquables par le goût agréable qui les caractérise, car elles peuvent rivaliser avec celles de nos raffineries de sucre.

5^o La quantité de sucre augmente dans la plante à mesure que sa maturation fait des progrès, et ce n'est qu'à la maturité parfaite que le sucre se trouve en plus grande abondance.

Pour faciliter les recherches de ceux qui s'occupent de l'extraction du sucre, nous consignons ici une table indiquant la relation qui existe entre les degrés de l'aréomètre de Baumé et la quantité de sucre dissous dans l'eau.

Degrés aréométriques.	Sucre dissous.
1	0,018
2	0,053
3	0,082
4	0,070
5	0,087
6	0,101
7	0,121
8	0,131
9	0,165
10	0,132
11	0,200
12	0,213
13	0,257
14	0,256
15	0,275
16	0,291
17	0,515
18	0,551
19	0,532
20	0,570
21	0,588
22	0,406
23	0,121
24	0,115
25	0,466
26	0,431
27	0,500
28	0,321
29	0,341
30	0,360
31	0,330
32	0,601
33	0,621
34	0,641
35	0,666

Les habitudes de la société n'admettent que du sucre solide; et celui qui est liquide n'a relativement que peu de valeur, quoiqu'il sucre parfaitement, et qu'on puisse l'obtenir sans aucun goût étranger. Ainsi, tous les efforts du producteur doivent tendre à obtenir le plus possible de sucre cristallisable; ce qui n'est pas sans difficulté; car le jus, soit de la canne, soit du maïs, soit de la betterave, soit enfin la sève de l'érable, sont toujours accompagnés d'un principe qui excite promptement la fermentation, et qui détruit en peu d'heures une partie de sucre cristallisable, surtout lorsque la température approche de 20 à 22 degrés centigrades. Le jus se décompose souvent dans la plante elle-même, ce qui arrive à la canne, qui doit être travaillée dans les vingt-quatre heures qui suivent sa récolte. Mais il est des plantes dans lesquelles il se conserve très-longtemps; ainsi on travaille une partie des betteraves quatre ou cinq mois après leur extraction. Il est vrai toutefois qu'alors une partie du sucre a dis-

paru; il faut, de plus, que la betterave n'ait point été blessée, soit dans son extraction, soit dans son entassement, car alors la fermentation s'y établit promptement, et le sucre disparaît. C'est probablement pourquoi la canne coupée permet si facilement la destruction de son jus. Il paraîtrait donc que le végétal contient deux systèmes cellulaires: l'un qui renferme le liquide sucré, l'autre qui renferme le liquide qui détermine la fermentation; et lorsque, par la blessure ou la section du végétal, les deux liquides sont en contact, ils agissent promptement l'un sur l'autre, et la chaleur que cette action développe fait crever les cellules voisines; et ainsi de proche en proche les deux liquides se trouvent mélangés, et le ferment détermine la dislocation des éléments du sucre. Ce ferment perd sa puissance d'action lorsqu'il a été soumis à la température de l'eau bouillante, et c'est par cette raison que le procédé de la macération imaginé par M. de Dombasle a de si heureux résultats; la puissance du ferment est détruite par l'immersion de la racine dans l'eau bouillante, et la liqueur de la chaudière n'est qu'une véritable dissolution du sucre et des sels contenus dans la plante, mais qui n'ont aucune action sur le principe sucré; aussi M. de Dombasle obtient-il dix et demi de sucre, tandis que par le râpage et la presse les fabricants les plus habiles ne peuvent fournir que six à sept.

SUD (*mid.*) L'un des quatre points cardinaux.

SUEUR. Liquide salin sécrété par les cryptes de la peau. Il a une réaction acide, due à la présence d'une quantité notable d'acide lactique.

SUIE. (*Noir de fumée*) Produit charbonné très-divisé, provenant de la combustion incomplète des matières organiques. D'après Bracconot, la suie renferme, outre le carbone, une résine acide, des huiles empyreumatiques, et une matière extractiforme aotée (humme, asboline).

SUIF. Matière grasse, particulièrement accumulée dans les replis du péritoine, dans les méésentères et les épiploons des ruminants (boeuf, mouton, cerf). Le suif doit son odeur à une huile particulière appelée *hircine* par M. Chevreul. Il forme avec la soude des savons durs. On blanchit le suif avec l'hypochlorite de chaux, ou avec la magnésie et l'acide sulfurique étendu.

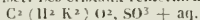
SULFACÉTIQUE (Acide). Ce composé acide cristallin a été pour la première fois obtenu (en 1845), par M. Melsens, à l'état de sulfacétate de baryte. Voici comment on y procède: On ajoute, par petites portions à la fois, 1 partie d'acide sulfurique anhydre à 4 ou 5 p. d'acide acétique pur; après chaque addition on refroidit avec précaution le ballon où l'on opère. Quand le mélange est bien homogène, on le porte lentement à une température de 60 à 75°, et on l'y maintient pendant plusieurs jours.

On verse ensuite le produit dans une grande masse d'eau froide, et on le sature à feu nu par du carbonate de baryte. On sépare à l'aide du filtre le sulfate et l'excès de carbonate; la liqueur filtrée laisse déposer un sel de baryte peu soluble, qui se présente ordinairement sous la forme d'une croûte cristalline. C'est le sulfacétate de baryte, qu'on transforme facilement, par voie de double décomposition, en sulfacétate de plomb ou d'argent. Celui-ci est décomposé par l'acide sulfhydrique, et la liqueur filtrée donne par l'évaporation un produit déliquescence, cristallisé souvent en aiguilles ou fibres soyeuses. C'est l'acide sulfacétique. Chauffé à 160°, il dégage l'odeur caractéristique du caramel ou de l'acide tartrique brûlé; à 200° il se décompose complètement. Sa dissolution étendue ne se décompose pas par l'ébullition; sa saveur est franchement acide. Il ne précipite pas le nitrate d'argent, le sublimé corrosif, l'acétate ni utre de plomb, les sels de fer, les sels de chaux. Quand il est très-concentré, il ne précipite pas non plus instantanément la dissolution du chlorure de baryum; mais au bout de quelque temps la liqueur contient de petites aiguilles groupées en étoiles, qui disparaissent par une addition d'eau. L'acide sirupeux fournit à l'analyse des nombres qui conduisent à la formule $C^2 H^4 O^2, SO^3 + aq$. Celui qu'on obtient cristallisé en prismes transparents renferme: $C^2 H^4 O^2, SO^3 + aq$.

Sulfacétates. Les sulfacétates de soude, de potasse, d'ammoniaque, de baryte, de rhau, de fer, de mercure, d'argent et de plomb sont solubles dans l'eau; leur dissolution aqueuse est précipitée par l'alcool. Traités à chaud par l'acide sulfurique concentré, ils produisent de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux.

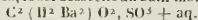
M. Melsens, supposant une certaine analogie entre les tartrates et sulfacétates, essaya de débouler ces derniers par un excès de potasse en sulfates et acétates; mais tous les essais faits dans cette direction ont été sans résultat: la décomposition ne donna rien de net.

Sulfacétate de potasse. Il se dépose, par le refroidissement d'une dissolution bouillante, en petits cristaux durs et faciles à pulvériser. Les cristaux renferment:

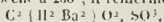


Sulfacétate de baryte. Ce sel se présente sous divers aspects. Ordinairement, quand il est pur, il constitue de petits cristaux opaques qui se déposent sous forme d'une croûte cristalline adhérent fortement aux vases. Quand le sulfacétate de baryte s'est déposé il ne se dissout dans l'eau qu'avec beaucoup de difficulté; il faut le laisser longtemps en contact avec elle.

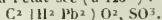
M. Melsens a soumis ce sel à de nombreuses analyses, le sel desséché au bain-marie contient:



Desséché à 230°, il renferme:

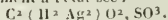


Sulfacétate de plomb. Il se dépose parfois en aiguilles prismatiques, transparentes; très-courtes, et partant d'un centre commun; d'autres fois en mamelons opaques qui renferment à l'état sec (à 120°):



Sulfacétate d'argent. Pour obtenir ce sel à l'état de pureté, on décompose le sulfacétate de baryte, suspendu dans l'eau, par un léger excès d'acide sulfurique étendu; on débarrasse la liqueur de l'excès d'acide sulfurique, eu la maintenant en digestion à une douce chaleur avec du carbonate de plomb. On sépare à l'aide du filtre et l'on traite le liquide par l'hydrogène sulfuré, puis on sature par de l'oxyde d'argent, qu'il ne faut pas ajouter en trop grand excès.

Ce sel se dépose d'une dissolution saturée et bouillante, en petits prismes, transparents, allongés, aplatis et terminés en biseau, qui renferment à l'état sec:



Sulfacétate d'argent. Quand on décompose du sulfacétate d'argent sec suspendu dans de l'alcool absolu par un courant de gaz chlorhydrique sec, il se produit un nouvel acide analogue à l'acide tartrovinique. Si, après avoir séparé par le filtre le chlorure d'argent qui s'est formé, on porte le liquide dans le vide sec, on obtient un liquide sirupeux qui ne précipite ni le nitrate d'argent ni le chlorure de baryum, et qui se dissout complètement dans l'eau. Il rougit le tournesol, et décompose les carbonates à froid.

Si l'on sature par de l'oxyde d'argent le produit précédent, on obtient un sel parfaitement défini, qui diffère entièrement du sulfacétate d'argent. Le nouveau sel se dissout dans l'alcool absolu, mieux à chaud qu'à froid, et s'en dépose sous la forme de lamelles nacrées d'un blanc éclatant.

SULFACÉTYLIQUE (Acide). Produit cristallisé en longues aiguilles blanches, fusibles à 80° et sublimables. Il a été découvert par M. Regnault en faisant absorber l'hydrogène bicarbonate (hydrate d'acétyle) par l'acide sulfurique anhydre. L'acide sulfacetylique absorbe avidement le gaz ammoniaque; la matière s'enflamme à une douce chaleur, et se change en une masse noire. Il se dissout dans l'eau, eu se transformant en acide iséthionique hydraté. Formule: $C^3 H^4 + 2 SO$.

SULFAMÉTHYLÈNE. Matière incolore, cristalline, déliquescence, analogue à l'oxaméthylène. On l'obtient en faisant arriver un courant d'ammoniaque dans du sulfate de méthylène. Formule: $C^2 H^5 NS^2 O^6$. (Dumas et Péligot.)

SULFAMIDE. Poudre incolore, déliquescence, découverte par M. Regnault. On l'obtient de la manière suivante: On fait arriver dans un ballon sec du gaz chlore sec, et un mélange sec de volumes égaux d'acide sulfureux et de gaz oléfiant. Les gaz se condensent dans le ballon et produisent deux composés: l'un est

la liqueur des Hollandais, et l'autre un corps liquide formé de 1 équiv. d'acide sulfureux et de 1 équiv. de chlore. Ce dernier composé, soumis à l'action du gaz ammoniac sec, donne du sel ammoniac et de la sulfamide. La sulfamide est très-soluble dans l'eau, sa solution ne précipite ni les sels de baryte ni les sels de platine. Formule : $MH^2 + SO^2$.

SULFAMMON. Ce nom a été donné par M. H. Rose au *sulfate d'ammoniaque anhydre*, qui, par ses propriétés, se distingue entièrement du sulfate d'ammoniaque ordinaire. Voyez AMMONIAQUE (Sels).

SULFANAPHTHIQUE (Acide). M. Laurent a obtenu ce produit en faisant bouillir le sulfanaphtate de chaux avec de l'acide nitrique. Il assigne au composé barytique la formule : $C^4 O H^6 N^3 O_4 S^2 O^5 + Ba O$.

SULFARSINE. Liquide étheré, d'une odeur désagréable, insoluble dans l'eau, et d'une densité supérieure à celle de l'eau. Il s'obtient en traitant l'arsarsine par l'hydrogène sulfuré. En distillant l'arsarsine avec les acides chlorhydrique, iodhydrique, bromhydrique et cyanhydrique, on obtient la *chlorarsine*, l'*iodarsine*, la *bromarsine*, la *cyanarsine*. Formule : $C^3 H^6 As + S$.

SULFASATHYDE. Produit blanc cristallin, obtenu par M. Laurent en versant de la potasse ou de l'ammoniaque dans une dissolution alcoolique de sulfésathyde. Sa formule est : $C^3 H^6 NO^3 S$.

SULFATES. Sels qui peuvent, dans certaines circonstances, donner lieu à l'odeur de l'acide sulfureux ou à l'odeur de l'hydrogène sulfuré : l'un et l'autre caractérisent un composé de soufre. Ils ne font point effervescence avec les acides. Ils sont tous décomposés par la chaleur, excepté les sulfates de potasse, de soude, de chaux, de strontiane, de baryte, de magnésie et de plomb. Les produits qu'ils laissent dégager varient suivant les degrés de température. Il se dégage d'abord de l'eau (eau de cristallisation) vers 100° ; ensuite des vapeurs blanches, suffocantes d'acide sulfurique anhydre, vers 400° ; enfin, à une température plus élevée (à la chaleur rouge), l'acide sulfurique lui-même se décompose, et laisse dégager de l'oxygène et de l'acide sulfureux, ordinairement dans le rapport d'un volume d'oxygène pour deux vol. d'acide sulfureux. Lorsque l'oxygène se trouve en proportion moins considérable, c'est qu'une partie sert à faire passer l'oxyde à un degré supérieur d'oxydation. Si la base a beaucoup d'affinité pour l'oxygène, on obtient un oxyde pour résidu. Ainsi, les sulfates de fer, de zinc et de cuivre, laissent, après leur calcination, de l'oxyde de fer, de zinc, de cuivre. Si la base a peu d'affinité pour l'oxygène, on a pour résidu le métal pur. Le sulfate d'argent est dans ce cas. Tous les sulfates, même ceux que la chaleur ne décompose point, sont décomposés quand on les chauffe avec des corps qui peuvent absorber de l'oxygène et se transformer en des composés fixes ou volatils : le

bore et le phosphore décomposent tous les sulfates à l'aide de la chaleur, *sans dégagement d'acide sulfureux*. Après l'opération, on a, à la place du sulfate, un phosphate ou un borate indécomposable, mêlé à une plus ou moins grande quantité de soufre. Tous les sulfates sont décomposés par le charbon à l'aide de la chaleur. L'acide sulfurique est réduit à l'état de soufre qui se combine avec le métal désoxydé, pour donner naissance à un sulfure. Les sulfates métalliques ne donnent, dans ce cas, qu'une partie du soufre qu'ils pourraient donner réellement; tandis que les sulfates alcalins, de même que les sulfates de plomb et de magnésie, donnent une quantité de sulfures équivalente à tout le soufre de l'acide sulfurique contenu dans le sulfate. Tous ces sulfures dégagent, à l'air humide, l'odeur d'œufs pourris, qui caractérise de l'hydrogène sulfuré. Si le sulfate métallique traité par le charbon donne peu ou point de soufre, il faudra préalablement mêler le charbon avec du carbonate de potasse ou de soude. Il se forme d'abord un sulfate de potasse, sur lequel le charbon exerce ensuite son action décomposante; et l'on a pour résidu un sulfure exhalant, à l'air humide ou dans l'eau, l'odeur de l'hydrogène sulfuré, qui noircit une lame de plomb ou d'argent. Dans tous les cas, si le charbon est en excès par rapport au sulfate, il ne se dégagera que de l'acide carbonique. Si, au contraire, le sulfate est en excès par rapport au charbon, il ne se dégagera que de l'oxyde de carbone. Dans les proportions intermédiaires, on aura un mélange d'acide carbonique et d'oxyde de carbone.

La plupart des sulfates sont solubles. Les moins solubles sont les sulfates de chaux, de strontiane, d'antimoine, de bismuth et de plomb. Mais le plus insoluble de tous, c'est le sulfate de baryte. Aussi, une très-petite quantité de sulfate soluble précipite-t-elle une trace de baryte. Le précipité est blanc, pesant, tout à fait insoluble dans l'eau, dans les alcalis et dans les acides, à l'exception de l'acide sulfurique bouillant, qui en dissout un peu. Les sulfates solubles dans l'eau sont à peine solubles dans l'alcool; d'où il résulte qu'en versant de l'alcool dans de l'eau de puits, qui renferme ordinairement beaucoup de sulfate de chaux (plâtre) en dissolution, on obtient un abondant précipité blanc de sulfate de chaux. Quand on fait bouillir, pendant deux heures environ, du sulfate de baryte insoluble avec 3 à 6 fois de son poids de carbonate de potasse en dissolution, il s'opère un double échange : à mesure qu'il se forme du carbonate de baryte, il se produit du sulfate de potasse; et c'est cette quantité de sulfate de potasse qui fait reconnaître la quantité correspondante de sulfate de baryte, puisque la même quantité d'acide saturer toujours une quantité équivalente de base. C'est ainsi qu'on arrive à transformer un sel insoluble (sulfate de ba-

ryte) en un sel soluble correspondant (sulfate de potasse). Ce moyen, découvert par M. Dulong, offre de grands avantages dans certains cas d'analyse.

Dans les *sulfates neutres*, l'oxygène de la base est le tiers de l'oxygène de l'acide : 1 équivalent d'acide est uni à 1 équivalent de base. Dans les sulfates acides (*bisulfates*), la quantité de l'acide est le double de la quantité de l'acide qui existe dans le sulfate neutre. Il y a un certain nombre de sulfates basiques dans lesquels la base est un multiple par 3, par 6, rarement par 2.

MO, SO³ (sel neutre).

MO, (SO³)² (bisel).

2 MO, SO³ (sel tribasique).

5 MO, SO³ (sel tribasique).

6 MO, SO (sel sexbasique).

Beaucoup de sulfates, et particulièrement les sulfates alcalins et terreux, se rencontrent tout formés dans la nature. On les prépare par voie de double décomposition. Ainsi, pour préparer le sulfate de plomb, on verse du sulfate de soude (ou tout autre sulfate soluble) dans du nitrate ou de l'acétate de plomb : il se forme aussitôt un précipité blanc de sulfate de plomb, et du nitrate ou de l'acétate de soude, qu'on sépare par le filtre.

SULFAZOTATES ET SULFAZOTITES. Deux séries de sels récemment découvertes par M. Frémy. En faisant arriver, dans une solution de nitrate potassique contenant un excès d'alcali, un courant d'acide sulfureux, la liqueur devient, à un moment donné, comme gélatineuse, et laisse déposer un sel blanc, ressemblant au stéarate neutre de potasse : c'est le *sulfazotite de potasse*. Ce sel est très-soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, et possède une réaction alcaline. Il se décompose brusquement par la chaleur, donne naissance à de l'acide sulfureux, de l'ammoniaque, des vapeurs rutilantes, et laisse un résidu de sulfate neutre de potasse ; il est oxydé rapidement par le chlore ou l'acide nitrique.

Ce sel peut être représenté par la formule :
2 SO³, 2 SO², NO³, H² O² + 5 KO.

On ne peut en isoler l'acide ; car en traitant un sulfazotique par un acide il dégage immédiatement du deutoxyde d'azote, et donne naissance à un sulfate.

Lorsqu'on traite le sulfazotite potassique par une nouvelle quantité d'acide sulfureux en présence d'un excès de potasse, on le transforme complètement en *sulfazotate de potasse*, qui a pour formule.

2 SO³, 2 SO², NO³, H² O² + 5 KO.

Ce sel est remarquable par sa belle cristallisation ; il est soluble dans l'eau, et cristallise en larges tables rhomboïdales ; sa réaction est alcaline, et sa saveur légèrement caustique. Les acides sulfurique et chlorhydrique ne le décomposent pas. L'acide de ce sel, qui ne peut exister à l'état isolé, se comporte dans ses réactions comme un acide polybasique.

En traitant le sulfazotate potassique, conte-

nant un excès de base, de nouveau par SO² la liqueur, qui était d'abord parfaitement claire, laisse bientôt déposer de longues aiguilles de *sulfammonate potassique* :

2 SO³, 6 SO², NO³, H² O² + 4 KO.

En faisant réagir l'acide sulfureux sur le nitrate ammoniacal, on obtient le *sulfammonate ammoniacal*, 7 SO³, SO², NH² + 4 (NH⁴ O), qui est beaucoup plus soluble que le sel potassique. En traitant ce sulfammonate potassique par de l'eau à 40°, il perd 1 éq. de bisulfate potassique, qui reste en solution, et il se dépose du *sulfamidate potassique* en belles lames cristallines. Ce sel a pour formule : 6 SO², NO³, H² O² + 5 KO. (*Journal de Pharmacie*, année 1815.)

SULFÉSATHIDE. Corps analogue à l'isathyde. M. Laurent l'a obtenu en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution alcoolique d'isatine. Il se forme un dépôt de soufre, et l'on précipite la sulfésathyde par l'eau. Sa formule est : C³² H⁶ NO² S².

SULFHYDRAMIDE. Synonymes : *Sulfate d'ammoniacal anhydre*; *Sulfammon*. Poudre blanche, légère, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, obtenue par H. Rose en faisant arriver un courant de gaz ammoniac sec dans un flacon contenant de l'acide sulfurique anhydre. Voyez AMMONIAQUE, sels.

SULFHYDRIQUE (Acide). Synonymes : *Hydrogène sulfuré*; *Acide hydrosulfurique*; *Acide hydrothionique*. L'acide sulfurique est un composé gazeux, incolore, doné d'une odeur d'œufs pourris très caractéristique ; sa saveur est fort désagréable ; sa densité est 1,19. Soumis à une pression de 17 atmosphères, il peut, à la température ordinaire (10°), être amené à l'état liquide. Il présente alors l'aspect d'un liquide incolore, excessivement mobile ; sa mobilité est telle, que l'éther, placé à côté de lui, ressemble à une huile grasse. A 18°, l'acide sulfhydrique étendu d'eau dépose de petits cristaux octaédriques d'hydrate. Le gaz acide sulfhydrique se dissout assez faiblement dans l'eau ; celle-ci, dans les circonstances ordinaires, en prend environ trois fois son volume. Étant peu soluble dans l'eau, il ne fume pas à l'air. L'eau, chargée de gaz acide sulfhydrique, laisse dans le vide, ou à une température élevée, échapper tout le gaz qu'elle contient. L'acide sulfhydrique rougit faiblement la teinture de tournesol (en rouge vineux). Ses propriétés acides ne sont pas bien marquées ; en le faisant passer à travers un tube incandescent, on le décompose en hydrogène et en soufre. Ainsi, la chaleur seule suffit pour le décomposer ; et pourtant cette même chaleur suffit aussi pour combiner le soufre avec l'hydrogène. Mais, de même que la chaleur ne décompose pas complètement l'acide sulfhydrique, ainsi la chaleur seule n'amène pas une combinaison complète du soufre et de l'hydrogène. L'acide sulfhydrique est un gaz inflammable, ce qui n'est pas étonnant, puisqu'il se compose de deux corps éminemment

inflammables; il brûle avec une flamme bleuâtre, et répand une odeur d'acide sulfuréux. En faisant l'expérience dans une éprouvette, on remarque que la combustion n'est pas complète; il se dépose du soufre sur les parois du vase, et l'hydrogène seul est brûlé complètement.

Mis en contact avec l'oxygène à froid et à l'air sec, le gaz acide sulfhydrique reste inaltérable; en dissolution dans l'eau, il est décomposé complètement à la longue par l'oxygène de l'air, qu'il absorbe: il se produit de l'eau et du soufre, qui se dépose sous la forme d'un précipité blanc laiteux. L'eau, en détruisant l'élasticité du composé, en facilite la décomposition. Il faut conserver la dissolution d'acide sulfhydrique entièrement à l'abri du contact de l'air. Mis en contact avec le chlore, il se décompose, en laissant déposer du soufre et en cédant son hydrogène au chlore, pour donner naissance à de l'acide chlorhydrique. L'iode agit comme le chlore: il y a formation d'acide iodhydrique et dépôt de soufre qui se précipite.

L'acide sulfhydrique précipite généralement en noir la plupart des sels métalliques, tels que ceux de plomb, d'argent, de cuivre, de bismuth, etc. Les sels de fer et de zinc ne sont précipités par l'acide sulfhydrique qu'autant qu'ils sont parfaitement neutres. La moindre quantité d'acide libre en empêche la précipitation. Les précipités sont des sulfures. Cet acide noircit l'argent métallique.

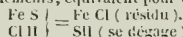
L'acide sulfhydrique agit comme un poison sur les animaux. Il en faut peu pour occasionner une asphyxie complète. C'est lui qui produit les accidents qu'on a redoutés en vidant les égouts et les fosses d'aisance. Son action sur les tissus n'est pas corrosive comme celle du chlore. Il paraît principalement agir sur le système nerveux. Un $\frac{1}{1700}$ de gaz sulfhydrique dans l'air suffit pour faire périr un oiseau; $\frac{1}{800}$ suffit pour tuer un chien.

L'odeur distingue l'acide sulfhydrique de tous les autres corps. Au contact du chlore, l'acide sulfhydrique donne un précipité laiteux (soufre) avec formation d'acide chlorhydrique, qui précipite le nitrate d'argent en blanc. L'acide sulfhydrique se rencontre à l'état de liberté dans les égouts, dans les fosses d'aisance, culin partout où il y a des substances animales, et surtout des œufs, en putréfaction. On le rencontre encore dans la nature dissous dans l'eau, et constituant le principe actif des eaux minérales sulfureuses naturelles (eaux de Barèges, de Cauterets, de Bagnères).

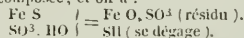
L'hydrogène et le soufre peuvent se combiner directement. Expérience: On remplit une cloche de verre d'un volume d'hydrogène; on y fait passer un morceau de soufre qu'on chauffe jusqu'à ce qu'il se volatilise. Aussitôt il se produit du gaz acide sulfhydrique; mais cette combinaison est incomplète. Dans cette expérience, il ne s'en forme guère qu'un

cinquième de ce qui aurait dû se former en réalité. L'hydrogène, en se combinant avec le soufre, ne change pas de volume. La combinaison de l'hydrogène avec le soufre est *complète* lorsque ces deux corps se trouvent à l'état naissant, c'est-à-dire au moment où les éléments d'un composé se désassocient pour se transformer en un ou plusieurs composés d'un nouvel ordre.

Le procédé le plus commode pour préparer l'acide sulfhydrique consiste à faire agir un acide fort (acide sulfurique, nitrique chlorhydrique) sur un sulfure; le sulfure de fer et l'acide chlorhydrique remplissent ce but. Au contact de ces deux corps, l'acide sulfhydrique prend naissance et se dégage avec effervescence; l'action a lieu à froid. A la place du sulfure on obtient un chlorure de fer, et à la place de l'acide chlorhydrique on a l'acide sulfhydrique, qui se dégage. Il y a là un échange d'éléments, équivalent pour équivalent.



En employant un oxacide, c'est l'eau qui est décomposée, et on a :



L'acide sulfhydrique est un gaz composé de soufre et d'hydrogène. Pour l'analyser le plus commodément, on peut s'y prendre de la manière suivante: On chauffe 100 volumes de ce gaz avec de l'étaïn dans un tube de verre gradué et légèrement courbé; après l'expérience on trouve que le volume du gaz n'a pas changé. Donc, un équivalent d'hydrogène (2 volumes), en se combinant avec un équivalent de soufre, donne un équivalent (2 volumes) d'acide sulfhydrique, saturant un équivalent de base. Sa formule est donc HS ou H²S, représentant un équivalent ou deux volumes d'hydrogène sulfuré.

D'après ces données, la densité théorique de l'acide sulfhydrique est 1,17882 (poids d'un volume). En ôtant de ce nombre la densité de l'hydrogène 0,06883, on a 1,10997 pour le poids du soufre qui se combine avec 1 équivalent d'hydrogène. L'équivalent en poids de l'hydrogène étant connu (12,48), on trouve celui du soufre, en établissant la proportion suivante: 0,06883 : 1,10997 :: 12,48 : x = 201,163, qui est l'équivalent du soufre, celui de l'oxygène étant 100.

L'acide sulfhydrique est souvent employé en bain (combiné avec un alcali) et quelquefois comme boisson dans les maladies dartreuses et rhumatismales. On s'en sert souvent comme réactif de certains sels métalliques, et pour séparer les sels de cuivre des sels de fer; il suffit d'aciduler le mélange de ces sels, pour que l'acide sulfhydrique ne précipite que le sel de cuivre, en laissant le sel de fer intact.

SULFHYDROMÈTRE. Tube gradué, rempli d'une solution alcoolique d'iode, et destiné à préciser la quantité de sulfhydrate ou d'acide sulfhydrique contenu dans une eau sulfureuse.

Cet instrument, d'un usage simple et commode, a été inventé par M. Alphonse Dupasquier.

SULFHYPOPHOSPHITES. Sels découverts par M. Berzelius, et résultant de la combinaison du sulfide hypophosphoreux avec les sulfobases. Formule générale : $M + PH_2 S$.

SULFINDIGOTIQUE (Acide). Huit parties d'acide sulfurique, mêlées avec une partie d'indigo du commerce, donnent naissance à une solution d'un bleu foncé. Dans cette solution, il reste une poudre pourpre, insoluble dans les acides, et qu'on appelle *acide sulfo-purpurique*. La couleur bleue de l'indigo fixée sur la laine résiste à l'eau et à l'alcool, mais on peut l'enlever à l'aide du carbonate d'ammoniaque; la solution bleue ammoniacale laisse, par l'évaporation, un résidu qui, épuisé par l'alcool, donne deux sels ammoniacaux : l'un, soluble, contient, suivant M. Berzelius, de l'hyposulfindigotate d'ammoniaque; l'autre, insoluble, renferme le sulfindigotate de même base. Ce dernier est changé, par voie de double décomposition, en sulfindigotate de plomb, et celui-ci, traité par l'hydrogène sulfuré, laisse dans la liqueur l'acide sulfindigotique incolore ou légèrement jaunâtre. Il est très-soluble dans l'alcool; primitivement bleu (dans la dissolution de l'indigo par l'acide sulfurique), il se décolore au contact de l'hydrogène sulfuré, du zinc et du fer, sans dégagement gazeux.

L'acide sulfindigotique forme avec les alcalis des sels insolubles dans les liqueurs salines. Le *sulfindigotate de potasse* est une matière bleue, que les Français nomment *indigo soluble*, et les Allemands *carmin bleu*.

Suivant M. Dumas, l'acide sulfindigotique renferme, dans le sel de potasse, les éléments de l'indigo, moins 1 atome d'eau et 2 atomes d'acide sulfurique.

SULFISATINE. Synonyme : *Sulfésathyde* de M. Laurent. M. Erdmann a donné ce nom à un produit rouge brunâtre, en saturant par l'hydrogène sulfuré une solution d'isatine, et en ajoutant de l'eau à la liqueur. Soumise à l'action de la chaleur, la sulfisatine se décompose en hydrogène sulfuré, en sublimé blanc, en huile brune et en résidu charbonneux. M. Laurent lui assigne la formule : $C^{16} H^6 N^2 O^2 S^2$.

SULFITES. Ces sels ont tous une saveur et une odeur sulfureuses. En général, dans les sels solubles, c'est la base qui donne la saveur; ici, au contraire, de même que pour les hyposulfites et les cyanures, c'est l'acide qui détermine la saveur. Traités par un acide, ils dégagent avec effervescence l'acide sulfurique, caractérisé par son odeur. Tous les sulfites, exposés à l'air ou dissous dans l'eau aérée, se changent en sulfates.

Tous les sulfites sont décomposés par la chaleur, et se convertissent, partie en sulfure, partie en sulfate. Les sulfites de zinc et de magnésie résistent à une température élevée, et ne subissent qu'une décomposition incomplète sous l'influence de la chaleur seule. Chauffés

avec du charbon ou avec un métal, ils se décomposent tous, et se changent en sulfures. Il n'y a guère que les sulfites de potasse, de soude, d'ammoniaque et de lithine, qui soient solubles dans l'eau; tous les autres sont insolubles, et laissent dégager une partie, de leur acide par la simple exposition à l'air.

Dans les sulfites neutres, l'oxygène de la base est la moitié de l'oxygène de l'acide, = MO, SO^2 . Il y a un très-petit nombre de bisulfates dans lesquels deux équivalents d'acide sont unis à un équivalent de base, = $MO (SO^2)^2$?

Aucun sulfite n'existe dans la nature. On prépare les sulfites alcalins en faisant arriver dans une dissolution de carbonate de potasse, de soude, etc., un courant d'acide sulfureux, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique. On obtient ainsi des cristaux de sulfites alcalins, mêlés de cristaux de bisulfites. On peut regarder les sulfites comme de véritables réservoirs d'acides sulfureux; on en retire l'acide toutes les fois qu'on y verse un acide plus puissant.

SULFO-AMIDONIQUE (Acide). L'amidon et l'acide sulfurique, en réagissant l'un sur l'autre, donnent naissance à un corps jouant le rôle d'acide, capable de décomposer les carbonates et de former des *sulfo-amidonates*, en général très-solubles dans l'eau et cristallisables. Le sulfo-amidate de plomb a pour formule : $C^{36} H^{36} 2 SO^3 + PHO, 2 HO$. (Blondeau de Caenilles).

SULFOAMYLIQUE (Acide). Produit acide, obtenu en dissolvant dans l'eau du sulfate d'oxyde d'amyle et de baryte, et en précipitant la baryte avec soin par des additions d'acide sulfurique, étendu. Il reste en dissolution dans la liqueur, où il se cristallise quelquefois en aiguilles très-fines. Formule : $C^{10} H^{12} O^4 + 2 SO^2$. Il forme avec les bases des *sulfoamylates* solubles.

SULFOBENZIDE. Matière incolore, cristalline, découverte par M. Mitscherlich. Pour l'obtenir, on fait arriver des vapeurs d'acide sulfurique anhydre sur la benzole. Par l'addition de l'eau, la sulfobenzide se sépare du mélange; on la dissout dans l'éther pour la faire cristalliser. Elle fond à 100° , bout à une température plus élevée, et se volatilise sans altération. Formule : $C^{12} H^5 SO^2$.

SULFOBENZIDIQUE (Acide). Voyez HYPOSULFOBENZIDIQUE (Acide).

SULFORENZNIQUE (Acide). Voyez HYPOSULFORENZNIQUE (Acide).

SULFOCAMPHORIQUE (Acide). Produit cristallin, ayant pour composition : $C^9 H^7 O^3, SO^2 + 3 HO$. On l'obtient par la réaction de l'acide camphorique sur l'acide sulfurique. L'acide camphorique anhydre, $C^{10} H^7 O^3$, se dissout très-bien dans l'acide sulfurique en excès, sans aucune réaction sensible, à la température ordinaire; mais si l'on chauffe, il se produit à $+ 63$ degrés un dégagement très-abondant d'oxyde de carbone pur; on chauffe

une heure durant ; puis l'on abandonne la liqueur, devenue brunâtre ou verte, pendant vingt-quatre heures. Il se fait un dépôt d'acide camphorique, qui entraîne la matière colorante ; on porte la liqueur filtrée dans le vide au-dessus de l'acide sulfurique très-concentré, et bientôt des cristaux d'acide sulfo-camphorique prennent naissance. Après les avoir égouttés, exprimés et séparés aussi exactement que possible de l'acide sulfurique, on les dissout dans l'alcool concentré, d'où ils se séparent par l'évaporation spontanée.

Le produit cristallin perd 2 équivalents d'eau lorsqu'on le maintient dans le vide au-dessus de l'acide sulfurique concentré. Le composé hydraté est un corps solide, cristallin, formé par des prismes à six pans ; il est incolore ; sa saveur acide agace les dents ; il est très-soluble dans l'eau. Il se décompose par la chaleur. L'acide déshydraté fond à 160 ou 163 degrés. Les acides nitrique et chlorhydrique le dissolvent sans autre réaction sensible. L'acide sulfurique le dissout et le détruit à chaud. Le chlore et le brome l'attaquent ; l'iode ne l'altère pas. La potasse paraît former avec cet acide plusieurs sels.

M. Walter a examiné le sel de potasse qu'on obtient en dissolvant l'acide dans l'alcool très-concentré, et en le saturant ensuite par une solution alcoolique de potasse. Le sel se précipite en aiguilles fines ; il a pour formule : $C_9 H_7 O^3 SO_2, KO$.

Le sel ammoniacal s'exprime par $C_9 H_7 O^3 SO_2, NH_4 O, HO$.

Le sulfoamphorate de baryte ne cristallise pas ; il a pour formule : $C_9 H_7 O^3, SO_2, Ba O$.

Les sels de plomb et d'argent ont la même composition que celui de baryte ; celui de cuivre renferme 2 équivalents d'eau. Ce dernier sel paraît susceptible de former des sels doubles, que la chaleur détruirait.

M. Walter voit dans la production de l'acide sulfo-camphorique la substitution d'un équivalent d'acide sulfureux à un équivalent de carbone, et parce que ce fait conduira à des découvertes importantes, et aidera à dévoiler l'intime constitution et l'arrangement moléculaire des corps organiques. Il nous semble que M. Walter a simplement étudié avec soin et établi avec clarté un des cas particuliers de l'action de l'acide sulfurique sur les composés organiques. L'action générale de ce réactif énergique s'éclaircira sans doute par une étude plus étendue, et deviendra aussi simple que celle du chlore. (*Annuaire de chimie*, de MM. Millon, Reiset et Boefer.)

SULFOCARBOLIQUE (Acide). Voyez SULFOPHÉNIQUE (Acide).

Un mélange de parties égales d'acide sulfurique et d'acide carbonique se dissout sans résidu dans l'eau. En saturant ce liquide par la baryte, on obtient le *sulfo-carbolate de baryte* soluble, et cristallisable dans l'alcool sous forme d'eau bouillie formée d'aiguilles micros-

copiques. Formule de ce sel : $C^{12} H^5 O, 2SO_2, + BaO, 4HO$. A 130° il perd 3 équivalents d'eau (Laurent).

SULFOCARBURES. (*Sulfo-carbonates*). Sels particuliers dont le type a été découvert par M. Zeise.

Sulfo-carbure de sulfure d'ammonium (sulfo-carbonate d'ammoniaque). Poudre cristalline, jaune, qu'on obtient en mêlant 10 volumes d'alcool anhydre saturé de gaz ammoniaque avec 1 volume de sulfure de carbone ; le flacon qui contient le mélange est exposé à la température de la glace fondante : le sulfo-carbure d'ammonium se sépare du liquide sous forme de cristaux ressemblant à des barbes de plumes. Ce produit absorbe l'humidité de l'air, sa solution aqueuse est rouge, et laisse, au bout de quelque temps, déposer une poudre brune. Formule : $NH_4 S + CS_2$. On l'obtient le plus facilement par la distillation du sulfo-cyanure d'ammonium (Zeise).

Sulfo-carbonate de cétyle et de potasse. Produit pulvérulent cristallin blanc, qui s'obtient en dissolvant à froid de l'éther dans du sulfure de carbone jusqu'à complète saturation, et en ajoutant à la liqueur limpide de la potasse finement pulvérisée. Il est très-soluble à chaud dans l'alcool et l'éther. Il produit avec les sels de plomb, d'argent, de zinc, des précipités blancs volumineux. Formule : $C^{32} H^{33} O + KO + 2 CS_2$ (De la Provostaye et Desayns.)

Sulfo-carbonate d'oxyde d'amyle. Liquide étheré d'un jaune pâle, d'une odeur pénétrante et désagréable, et tachant la peau en jaune foncé. Il forme avec la potasse une combinaison cristalline, d'un éclat nacré. On l'obtient en traitant par l'acide chlorhydrique le sulfo-carbonate d'amyle et de potasse (Erdmann).

Quant aux sulfo-carbonates d'oxyde d'éthyle et d'oxydes métalliques. Voyez NANNATES.

SULFOCHLORISATINE. Produit blanc, obtenu par M. Erdmann en traitant une dissolution alcoolique de chlorisatine par du gaz hydrogène sulfuré, et en étendant d'eau le liquide après qu'il a été entièrement saturé de gaz. M. Erdmann lui assigne la formule : $C^{32} H N Cl S^4 + SH$.

SULFOCYANHYDRIQUE (Acide). Liquide incolore, colorant en rouge de sang les sels de sesquioxyde de fer. Il se décompose, à l'air ou par la distillation, en plusieurs produits particuliers. On l'obtient en décomposant le sulfo-cyanure de plomb basique par de l'acide sulfurique étendu. L. Gmelin l'a trouvé dans l'eau distillée des graines des crucifères et dans la salive de l'homme. Selon M. Voelckel, il existe une grande analogie entre l'acide sulfo-cyanhydrique représenté par $C^2 NS, HS$, et l'hydrogène sulfuré. Ces deux acides sont déplacés des mêmes combinaisons métalliques par les acides énergiques ; les sulfo-cyanures métalliques qui résistent aux acides renferment des métaux dont les sulfures résistent également. L'acide sulfo-cyanhydrique produit

par la concentration, de l'acide persulfocyanhydrique. Les produits de décomposition de ce dernier, par la distillation sèche, ont été l'objet d'un travail étendu de M. Voelckel (*Annalen v. Poggendorff*, année 1844). Parmi ces produits on remarque les radicaux auxquels M. Voelckel a donné les noms de *zanthène*, de *phatène*, de *xanthène*, de *leucène*, de *poliène*, d'*alphène*, de *phatène*, d'*argène*. Ces corps méritent de nouvelles recherches.

SULFOCYANOGENÈ. Synonyme : *Sulfure de cyanogène*. Produit d'un beau jaune, amorphe, insoluble dans l'eau, dans l'éther et l'alcool; il se dissout dans l'acide sulfurique concentré, et sa solution est précipitée par l'eau. Le sulfocyanogène a été découvert par M. Liebig, en chauffant un sulfocyanure métallique avec de l'acide nitrique étendu d'eau. On a soulevé quelques contestations au sujet de la composition de ce corps. M. Liebig le représente par la formule : $Cy^2 S^2$; et MM. Voelckel et Parnell, par $C^8 N^4 O S^6 + 2 H^2$. Bouilli dans une solution alcaline concentrée, le sulfocyanogène se décompose; il se forme du sulfocyanure de potassium et du sulfure de potassium un corps jaune particulier, que M. Parnell nomme *acide thiocyanhydrique*. Chauffé dans le chlore, le sulfocyanogène n'éprouve de changements qu'à partir de 100° ; à 200° , la décomposition n'est pas encore complète: ce n'est qu'à une température plus élevée qu'on arrive à une substance fixe, appelée *mellon* par M. Liebig, tandis qu'il se dégage du chlorure de soufre, de l'acide chlorhydrique et du chlorure de cyanogène.

SULFOCYANURES. Ces sels s'obtiennent soit en traitant directement les oxydes par l'acide sulfocyanhydrique, soit en calcinant des cyanures insolubles avec des sulfures alcalins. Les sulfocyanures alcalins sont solubles, et colorent en rouge de sang les sels de peroxyde de fer. Les sulfocyanures insolubles se décomposent, par la calcination, en sulfures métalliques et en *mellon*, en abandonnant du carbone de soufre et du soufre; à une chaleur plus forte, ils dégagent du cyanogène et de l'azote dans la proportion de 5 à 1. Chauffés dans du gaz chlore, ils se convertissent en chlorures métalliques, mellon, chlorure de soufre, et chlorure de cyanogène solide. Les principaux sulfocyanures connus sont ceux de potassium, de cuivre, de plomb et de mercure.

SULFOFORME. Synonyme : *Sulfure de formyle*. Liquide jaune, oléagineux, qui s'obtient en distillant l'iodure de formyle avec 3 parties de sulfure de mercure. Il est insoluble dans l'eau, plus pesant que l'acide sulfurique, et miscible avec l'alcool et l'éther. Traité par l'hydrate de potasse, il se convertit en sulfure de potassium et en formate de potasse. Formule : $C^2 H S^3$ (Bouchardat).

SULFOGLYCÉRIQUE (Acide). Synonyme : *Acide de glycérine*. Liquide franchement acide, qui s'obtient en traitant 1 partie de gly-

cérine par deux parties d'acide sulfurique. Suivant MM. Pelouze et Frémy, il se produit également par l'action de l'acide sulfurique concentré sur les suifs et les huiles grasses. L'acide sulfoglycérique forme des sels neutres avec les bases alcalines et terreuses. Soumis à une légère chaleur, il se décompose en glycérine et en acide sulfurique. Formule : $C^6 H^7 O^5 + 2 SO^3, H^2$.

SULFOLIGNIQUE (Acide). Voyez VÉGÉTOSULFURIQUE (Acide).

SULFOMÉTHYLIQUE (Acide). Acide non isolé. Il existe en combinaison avec la baryte ou la chaux. En mêlant ensemble à peu près 1 volume d'acétone et 2 volumes d'acide sulfurique, on obtient un dégagement d'acide sulfureux, accompagné d'une forte élévation de température; par l'addition de l'eau de baryte ou de chaux, on produit du sulfate de chaux ou de baryte insoluble, et du sulfométhylate de chaux ou de baryte soluble, cristallisable et déliquescant, ayant pour formule : $C^3 H^3 O, Ca O$ (ou $Ba O$) + SO^3 . Lorsqu'on cherche à isoler l'acide, on obtient un liquide qui noircit par l'évaporation, et qui contient de l'acide sulfurique et de l'hydrate de méthylène libre.

SULFOMÉTHYLATES. Sels formés d'acide sulfométhylque et d'une base. Voyez SULFOMÉTHYLIQUE (Acide).

SULFOMÉTHYLIQUE (Acide). Liquide sirupeux, incolore, très-acide, obtenu par Dumas, Péligot et Kane, en mêlant de l'acide sulfurique avec l'hydrate de méthylène. À l'air sec, il se prend en une masse d'aiguilles blanches. Il est très-soluble dans l'eau et l'alcool. Formule : $C^2 H^3 O + 2 SO^3, H^2$.

Mis en contact avec les bases, il forme des sels (*sulfométhylates*), dans lesquels l'eau de l'hydrate de l'acide a été remplacée par 1 équivalent de base.

SULFONAPHTALIDE. Voyez SULFONAPHTALINE.

SULFONAPHTALINE. Produit de réaction de l'acide sulfurique fumant sur un excès de naphthaline. Il se forme en même temps de la sulfonaphtalide. En ajoutant de l'eau, l'excès de naphthaline se sépare en entraînant la sulfonaphtaline et la sulfonaphtalide. En distillant ce mélange avec l'eau, la naphthaline est entraînée par l'eau. À l'aide de l'alcool, on dissout la sulfonaphtaline, tandis que la sulfonaphtalide reste insoluble. Formule de la sulfonaphtaline : $C^{10} H^8 + SO^2$ (Laurent).

SULFONAPHTALIQUE (Acide). Synonyme : *Acide sulfonaphtalique* de M. Laurent. Produit de l'action de l'acide sulfurique sur la naphthaline. D'après Berzelius, il a pour formule : $C^{10} H^8 + S^2 O^5 + H^2$.

SULFOPHÉNIQUE (Acide). Produit de réaction de l'acide sulfurique ordinaire sur l'hydrate de phényle. Le composé barytique cristallin a pour formule : $(SO^3, C^{14} H^5 O, H^2) + (SO^3, Ba O) + 5 H^2$ (Laurent).

SULFOPHOSPHIÉS. Ces sels, découverts

par M. Berzelius, s'obtiennent en chauffant les sulphydrosulfures, après les avoir broyés avec la portion de soufre nécessaire pour transformer en sulfure phosphoreux le sulfure hypophosphoreux. Formule générale : $M + Ph^2 S^3$.

SULFOPIANIQUE (Acide). Cet acide provient de la réaction de l'hydrogène sulfuré sur une solution aqueuse d'acide opianique à 70°. (L'acide opianique a été pour la première fois obtenu par Woehler parmi les produits de décomposition de la narcotine, en chauffant une solution de narcotine dans l'acide sulfurique étendu avec un excès de peroxyde de manganèse bien pulvérisé.) La liqueur devient laiteuse, et la matière qui se dépose est l'acide sulfopianique. La transformation de l'acide opianique n'est complète qu'après plusieurs jours de réaction du gaz hydrogène sulfuré. Lorsqu'on chauffe la liqueur jusqu'à l'ébullition, le précipité jaune qui s'est formé se fond en un liquide huileux pesant, de couleur pâle, qui se solidifie par le refroidissement. Dans cet état, l'acide sulfopianique constitue une masse amorphe d'un jaune de soufre. Au-dessous de + 100 degrés, cette masse s'amollit; à + 100 degrés, elle devient liquide. A une température plus élevée, elle se décompose en répandant une vapeur épaisse, jaune, qui se condense en petits cristaux aciculaires, solubles dans l'alcool. Elle brûle avec flamme, et répand une odeur d'acide sulfureux.

L'acide sulfopianique fondu a perdu la faculté de cristalliser, même par l'évaporation spontanée de l'alcool dans lequel il a été dissous. Il se dépose sous forme d'une matière amorphe. Si, au contraire, en dissolvant ce corps on a soin de ne pas élever la température de manière à le faire fondre, on l'obtient cristallisé en petits prismes transparents d'un jaune pâle. L'acide sulfopianique, à son point de fusion, éprouve le même changement que l'acide opianique : il se dissout dans les alcalis ; les solutions sont précipitées par les acides sans dégagement d'hydrogène sulfuré. Au bout de quelque temps, elles renferment des sulfures alcalins. Avec les sels de plomb et les sels d'argent, elles donnent des précipités d'un jaune foncé, qui, par la chaleur de l'ébullition, se convertissent en sulfures noirs.

L'acide sulfopianique a pour formule : $C^{20} H^{10} O^7 S^2 + HO$. Il peut donc être considéré comme de l'acide opianique aqueux, dans lequel 2 équivalents d'oxygène sont remplacés par 2 équivalents de soufre.

SULFOPURPURIQUE (Acide). Produit pulvérulent, pourpre, qui se forme, en même temps que l'acide sulfindigotique, par l'action de l'acide sulfurique concentré sur l'indigo. (Voyez SULFINDIGOTIQUE [Acide].) Il se dissout dans l'eau avec une couleur bleue. Les sulfopurpurates sont plus solubles dans l'alcool que dans l'eau. Leurs solutions aqueuses bleues sont décolorées par les corps réducteurs. Suivant M. Dumas, les sulfopurpurates sont constitués par un acide, formé de 2 atomes

d'indigo et de 2 atomes d'acide sulfurique, et qui sature 1 atome de base.

SULFOVINATES. Synonyme : *Éthérosulfates*. Sels cristallisables, en général très-solubles, qu'on obtient en saturant un mélange bouillant de parties égales d'acide sulfurique et d'alcool de 0,83, par un lait de chaux, par du carbonate de baryte ou de l'oxyde de plomb. On se procure les sulfovinates des autres bases par voie de double décomposition. Par la distillation sèche, ils se décomposent, et donnent du sulfate double d'oxyde d'éthyle et d'étherole, de l'alcool, de l'hydrogène bicarboné, de l'acide sulfureux, et un résidu charbonneux. Ils contiennent en général de l'eau de cristallisation, qu'ils abandonnent dans le vide.

SULFOVINIQUE (Acide). Voyez ÉTHÉRO-SULFURIQUE (Acide).

SULFURES. Sels haloïdes qu'on distingue suivant les diverses proportions de soufre qu'ils contiennent, en *monosulfures*, en *sulfhydrates de monosulfures*, en *bisulfures*, en *trisulfures*, *quadrissulfures*, et en *pentasulfures* ou *persulfures*.

Quand on chauffe du soufre avec un métal, il peut se présenter deux cas : 1° le métal ne se combine avec le soufre qu'en une seule proportion ($M + S$), ou 2° le métal se combine avec le soufre en plusieurs proportions : cependant, quelle que soit la quantité de soufre qu'on lui présente, le métal n'en prend jamais plus de 3 équivalents ($M + S^3$). Les monosulfures des métaux proprement dits sont généralement insolubles, tandis que les *monosulfures alcalins* sont solubles. Ce sont ceux-là qui nous intéressent plus particulièrement. Les monosulfures alcalins ont tous une réaction alcaline, ainsi qu'une odeur d'hydrogène sulfuré. Ils sont solubles dans l'eau et dans l'alcool, et tachent la peau en jaune; mais la tache ne persiste pas. Traités par un hydracide (acide chlorhydrique), ils dégagent de l'acide sulfhydrique avec effervescence; traités par un oxyde (acide sulfurique), ils donnent lieu à la même réaction; mais dans ce cas, c'est l'eau de l'acide qui se décompose, tandis que, dans le premier cas, c'est l'acide lui-même qui se décompose. Ce caractère appartient, du reste, à tous les sulfures en général. Chauffés en vase clos, les monosulfures alcalins résistent à de très-hautes températures; ils s'altèrent, au contraire, au contact de l'air, en se transformant, à la longue, par suite de l'absorption de l'oxygène, en *sulfates parfaitement neutres*. Le grillage à l'air humide hâte singulièrement cette transformation. La dissolution aqueuse de monosulfures alcalins est d'abord incolore; au bout de quelque temps, elle se colore en brun jaunâtre, étant exposée au contact de l'air; enfin, au bout d'un ou deux ans, elle est redevenue incolore. Supposons que ce soit le monosulfure de potassium ($K S$), voici ce qui se passe : $2 K S + \text{eau}$, au contact de l'air (oxygène et acide carbonique), devient $= KO, CO^2$ (car-

bonate de potasse) + KO, S²O² (hyposulfite). Or, le carbonate et l'hyposulfite de potasse, formés aux dépens de l'oxygène et de l'acide carbonique de l'air, sont tous deux incolores. Pourquoi donc y a-t-il coloration? C'est que le potassium s'oxyde plus vite que le soufre; et la potasse ainsi produite se combinant aussitôt avec l'acide carbonique de l'air, il y a du soufre mis en liberté, et ce soufre, se portant sur la partie du monosulfure non décomposée, transforme celui-ci en polysulfure. Or, tous les polysulfures sont colorés; mais le soufre, absorbant bientôt l'oxygène de l'air, se transforme d'abord lui-même en hyposulfite incolore, comme nous venons de le voir; et l'hyposulfite se change à son tour, par un contact prolongé de l'air, en sulfite, et finalement en sulfate. C'est ainsi qu'une dissolution de monosulfure alcalin, exposée à l'air, se trouve, au bout d'un certain temps, ne contenir que du sulfate parfaitement neutre et incolore.

On distingue les monosulfures des autres sulfures plus sulfurés, en ce que leurs dissolutions, traitées par les acides, dégagent de l'acide sulfurique sans précipitation de soufre. Il y a plusieurs moyens de préparer les monosulfures. Le meilleur moyen consiste à chauffer un sulfate alcalin (sulfate de potasse, de soude, de chaux, de baryte, de strontiane) dans un creuset brasqué, recouvert de charbon et porté à la chaleur blanche. Tout l'oxygène étant enlevé par le charbon à l'état d'acide carbonique ou d'oxyde de carbone, il reste un équivalent de soufre combiné avec un équivalent de potassium ou de sodium, etc., c'est-à-dire un monosulfure alcalin. Tout autre moyen de préparer le monosulfure est difficile, sinon impossible; car, comme les métaux alcalins peuvent se combiner avec le soufre en plusieurs proportions définies, il est difficile de tomber exactement sur la quantité de soufre (par voie sèche) ou d'acide sulfurique (par voie humide), nécessaire pour former avec la potasse ou la soude un monosulfure de potassium ou de sodium.

2° Il n'y a guère que les alcalins et les terres alcalines qui forment des *sulfhydrates de sulfures*, qu'on doit regarder comme de véritables *sulfo-sels*; car, dans ces composés, le soufre de l'acide correspond au soufre de la base, comme, dans les *oxysels* ou sels proprement dits, l'oxygène de l'acide correspond à l'oxygène de la base (Foy. NOMENCLATURE). Ils ont une réaction alcaline. Leurs dissolutions sont incolores comme celles des monosulfures; traitées par les acides, elles dégagent de l'hydrogène sulfuré comme les sulfures simples, avec cette différence qu'il se dégage exactement le double d'hydrogène sulfuré de ce qu'en dégage les monosulfures :

MS, HS + CH = MCl + HS, HS (2 équiv. d'acide sulfurique);

MS, ClU = MCl + HS (1 équiv. d'acide sulfhydrique.)

Le moyen le plus simple de distinguer un sulfhydrate de sulfure d'un monosulfure, consiste à le mettre en contact avec un sel (sulfate) de manganèse. Si l'on opère sur un sulfhydrate, il se produit un précipité de sulfure de manganèse avec effervescence, et il se dégage un équivalent d'acide sulfurique, parce qu'il n'existe pas de sulfhydrate de sulfure de manganèse. Ce même sel de manganèse ne donne pas d'effervescence avec un monosulfure alcalin. L'action de l'air sur les sulfhydrates de sulfures est la même que sur les sulfures simples.

On prépare les sulfhydrates de sulfures en faisant arriver dans une dissolution de potasse, de soude, de chaux, etc., un courant de gaz sulfurique. En chauffant le potassium dans du gaz sulfurique, on obtient un sulfhydrate de sulfure de potassium, en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène. Ce sulfhydrate est tout à fait analogue au fluorhydrate de fluorure de potassium.

3° Tous les polysulfures sont colorés. Leurs dissolutions, traitées par un acide, dégagent de l'acide sulfurique avec effervescence, et laissent déposer tous les équivalents de soufre, moins un, qui entrent dans la composition du polysulfure. Ainsi, si le polysulfure est un trisulfure, il se déposera deux équivalents de soufre; si c'est un pentasulfure il s'en déposera quatre équivalents, etc. Il est important, dans les analyses, de ne pas se servir d'un polysulfure au lieu d'un monosulfure; car l'excès de soufre du polysulfure s'ajoutant au précipité d'un sulfure simple, ferait commettre une erreur considérable.

Les polysulfures se conservent plus longtemps à l'air que les sulfures simples. Mais ils finissent, à la longue, par devenir incolores, et laissent déposer du soufre, ce qui les distingue des monosulfures et des sulfhydrates de sulfures, qui se décolorent sans déposer de soufre. Dans la décoloration des polysulfures, l'air n'intervient que par son oxygène. Le polysulfure passe successivement par les états intermédiaires d'hyposulfite, de sulfite, pour arriver finalement à l'état de sulfate.

On obtient les polysulfures directement par voie sèche, en calcinant un alcali fixe (potasse, soude) ou une terre alcaline (chaux, baryte, strontiane) avec du soufre en excès.

SULFUREUX (Acide). Synonyme : *Gaz sulfureux*. L'acide sulfureux est un gaz incolore, doué d'une odeur suffocante, rappelant l'odeur du soufre. Sa densité est 2,26. Soumis à une pression de 3 à 3 atmosphères dans un appareil de Mariotte, il passe à l'état liquide (Faraday). Ce qu'il y a de remarquable dans cette expérience, c'est que la diminution du volume du gaz acide sulfureux n'est pas exactement proportionnelle à la pression à laquelle il est soumis; tandis que les autres gaz, d'après la loi de Mariette, se réduisent à la moitié de leur volume, sous une pression double; au tiers, sous une pression triple, et ainsi de suite. L'acide sulfureux se réduit

tout d'abord au quart environ de son volume sous une pression double. Le gaz acide sulfureux est donc plus compressible que les autres gaz. Devenu liquide par suite d'une forte pression ou d'un abaissement de température à -23° , il est incolore, très-mobile, et sa densité est 2,212 à -30° . A la température de 10° , il reprend avec effervescence l'état de gaz, en produisant un abaissement de température qui va jusqu'à -37° , et dans le vide, jusqu'à -62° . Aussi peut-on congeler, à l'aide de l'acide sulfureux liquide anhydre, les liquides dont le point de congélation est très-bas, tels que l'alcool, le mercure, etc. Le pouvoir réfrigérant du gaz acide sulfureux est 2,260. L'eau, à la température de 20° , dissout environ 44 fois son volume de gaz acide sulfureux. L'alcool dissout 116 fois son volume de gaz dans les circonstances ordinaires. Ces quantités varient suivant la température et suivant la pression. L'acide sulfureux dissous dans l'eau perd sa stabilité, et tend à se transformer en un autre composé.

De tous les acides du soufre, l'acide sulfureux est le plus stable. Prenant naissance à une température élevée, il n'est point décomposable par la chaleur. Le gaz acide sulfureux, dissous dans l'eau et abandonné au contact de l'air, se transforme peu à peu en acide sulfurique. Voici comment : l'eau dissout l'oxygène de l'air; cet oxygène se combine avec l'acide sulfureux, qui se change en acide sulfurique; et alors l'eau, n'ayant plus d'oxygène en dissolution, est apte à en absorber de nouveau. Cette action, lente à la vérité, se continue jusqu'à ce que tout l'acide sulfureux soit changé en acide sulfurique. Le chlore et l'acide sulfureux n'exercent aucune action l'un sur l'autre, lorsqu'ils sont tous deux à l'état de gaz secs; mais en ajoutant un peu d'eau, la réaction a lieu aussitôt; le chlore disparaît; il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique aux dépens de l'hydrogène et de l'oxygène de l'eau, qui se décompose. L'iode, le brome, le fluor, agissent comme le chlore. L'acide sulfureux et l'acide chlorhydrique, tous les deux étant très-stables, ne réagissent pas l'un sur l'autre. L'acide sulfureux, mis en contact avec l'acide sulfhydrique, donne naissance à de l'eau, et à du soufre qui se dépose. Les oxacides peu stables, c'est-à-dire ceux qui cèdent facilement leur oxygène, tels que les acides chlorique, bromique, iodique, nitrique, transforment l'acide sulfureux en acide sulfurique. L'acide sulfureux forme avec les oxybases des sulfites.

Le peroxyde de manganèse absorbe le gaz acide sulfureux d'une manière complète (Gay-Lussac). Le borax est dans le même cas. Cette propriété est précieuse dans les analyses.

L'eau, tenant en dissolution de l'acide sulfureux, abandonne par la chaleur tout l'acide dont elle est chargée, et il ne reste plus que de l'eau pure; tandis qu'en traitant de la même manière une dissolution d'acide chlor-

hydrique, il arrive un degré où l'eau n'en abandonne plus; elle reste acidulée.

L'acide sulfureux décolore certaines couleurs végétales. La violette, les roses rouges, sur lesquelles on fait arriver du gaz acide sulfureux, deviennent blanches; mais la couleur n'est que masquée, car on la rétablit au moyen de l'acide sulfurique. Il rougit la teinture de tournesol, qui, bientôt après, se détruit en devenant d'un jaune paille.

On rencontre l'acide sulfureux à l'état de liberté aux environs des volcans, des sulfatares, et partout où il y a du soufre en combustion. On ne le rencontre point à l'état de combinaison; car, outre que l'acide sulfureux a peu de tendance à s'unir aux bases, il ne tarderait pas à se changer de sulfite en sulfate.

Lorsqu'on brûle du soufre sous une cloche contenant de l'air ou de l'oxygène, il se forme du gaz acide sulfureux, facile à reconnaître par son odeur caractéristique. Cet acide s'obtient donc directement. En brûlant le soufre dans l'oxygène, la température qui se produit est excessivement élevée, tandis que dans l'air la présence de l'azote s'oppose à une élévation trop grande de température. Cette remarque est, du reste, applicable à tous les corps qui se combinent directement, soit avec l'oxygène pur, soit avec l'oxygène de l'air. — On prépare l'acide sulfureux plus commodément en chauffant l'acide sulfurique concentré, en contact avec un métal tel que le cuivre, le mercure ou le zinc. L'acide sulfurique, en se décomposant, oxyde le métal, et l'acide sulfureux se dégage, et peut être recueilli sur le mercure. Lorsqu'on chauffe l'acide sulfurique avec de la sciure de bois ou avec du charbon en poudre, on obtient également un dégagement d'acide sulfureux; mais celui-ci est impur, car il est mêlé avec de l'acide carbonique et avec des vapeurs d'acide sulfurique anhydre.

L'odeur et la propriété d'être absorbé par le peroxyde de manganèse et le borax sont des caractères suffisants pour distinguer l'acide sulfureux de tous les autres corps.

Composition : de 100 p. de gaz acide sulfureux
50,117 sont du soufre,
49,883 — de l'oxygène.

La formule est donc : SO_2 . 100 parties de cet acide neutralisent une quantité telle d'oxybase, que l'oxygène de celle-ci est 21,928, c'est-à-dire la moitié de la quantité de l'oxygène contenu dans l'acide.

On emploie souvent l'acide sulfureux pour faire des fumigations, pour purifier les lettres qui viennent des pays où règne la peste. On s'en sert pour blanchir des étoffes animales, telles que la soie, la laine, que le chlore pourrait détruire.

SULFURIQUE (Acide). Synonymes : *Huile de vitriol; Acide vitriolique; Esprit de Vénus*. Il y a deux espèces bien distinctes d'acide sulfurique : 1^o l'acide sulfurique or-

inaire ou du commerce; 2° l'acide sulfurique anhydre (glacial).

1° *Acide sulfurique ordinaire* (SO_3 , HO). Cet acide est d'une saveur extrêmement caustique, produisant sur la langue la sensation d'une température élevée; il est inodore et incolore quand il est pur; il est coloré en jaune, quand il contient de l'acide hyposulfurique; il a l'odeur du soufre qui brûle, lorsqu'il contient de l'acide sulfureux. Par la distillation, ces deux acides, qui rendent l'acide sulfurique impur, s'en vont les premiers, et on obtient de l'acide sulfurique à peu près pur, surtout si l'on élève la température de manière à distiller l'acide sulfurique lui-même, et à laisser pour résidu les sulfates de plomb ou de fer, de potasse, de chaux, qui peuvent s'y trouver dissous. L'acide sulfurique bien concentré est de consistance oléagineuse: il coule comme une huile grasse; de là son nom ancien d'*huile de vitriol*, parce qu'on le préparait par la distillation du vitriol vert (sulfate de protoxyde de fer). Sa densité est 1,84217. Il bout à la température de 323°, et peut être distillé. Il se congèle à 0 — 54°. Son ébullition est brusque, et produit des soubresauts qui peuvent projeter le liquide au loin; on évite cet inconvénient en y ajoutant de la limaille de platine, ou tout autre corps étranger non attaqué par l'acide. Il est soluble dans l'eau en toute proportion. Sa dissolution aqueuse très-étendue bout très-près de 100°; et à mesure que la proportion d'acide augmente, la dissolution ne bout plus qu'à 130°, à 200°, à 500°, etc.; de manière qu'on peut en faire varier le point d'ébullition suivant la quantité plus ou moins grande d'eau dont l'acide se trouve chargé.

L'acide sulfurique colore la teinture de tournesol en couleur pelure d'oignon, comme tous les acides puissants. Il suffit d'une très-petite quantité d'acide pour produire cet effet. L'acide sulfurique ordinaire, le plus concentré, renferme toujours l'équivalent d'eau dont il est impossible de le débarrasser. Son affinité pour l'eau est si grande, qu'il paraît former avec celle-ci de véritables combinaisons. La température qui se manifeste au contact de l'eau et de l'acide sulfurique en excès, peut s'élever jusqu'à 60°. L'acide sulfurique contenant 2 équivalents d'eau ($\text{SO}_3 + 2\text{HO}$) est susceptible de cristalliser en prismes, à 7° ou 8° du thermomètre centigrade. Lorsqu'il contient trois équivalents d'eau et au delà, toute cristallisation est impossible. L'acide sulfurique concentré est très-hygroscopique; abandonné longtemps à l'air, il en absorbe peu à peu l'humidité, et alors il peut doubler, tripler de volume, si l'air est suffisamment saturé de vapeurs d'eau. Il est à remarquer que l'addition brusque d'une certaine quantité d'eau fait, au contraire, diminuer le volume de l'acide sulfurique. L'acide sulfurique, exposé à l'air, absorbe non-seulement l'humidité, mais encore les parcelles de matières organiques sans cesse suspendues dans l'air; et, dans ce dernier

cas, il se colore en brun de plus en plus foncé, jusqu'à ce qu'au bout d'un à deux ans il devienne complètement noir comme de l'encre. Ce phénomène tient encore à la grande affinité de l'acide sulfurique pour l'eau; car ces parcelles de matières organiques se composent, en dernière analyse, d'une certaine quantité de carbone, puis d'oxygène et d'hydrogène, dans les proportions convenables pour former de l'eau. Or, l'acide sulfurique, après avoir enlevé à ces molécules organiques l'oxygène et l'hydrogène à l'état d'eau, ne laisse plus que du carbone, qui colore alors l'acide en noir. En plongeant un petit fragment de bois ou une allumette dans l'acide sulfurique concentré, le phénomène de carbonisation a lieu presque sur-le-champ.

L'acide sulfurique se combine directement avec les oxydes pour former des *sulfates* neutres, acides ou basiques. Un métal non oxydé, mis en contact avec l'acide sulfurique, peut s'oxyder de deux manières différentes: 1° Par la décomposition de l'eau de l'acide sulfurique; dans ce cas, il y a toujours dégagement d'hydrogène; le zinc et le fer peuvent servir pour constater ce fait: la décomposition a déjà lieu à la température ordinaire. 2° Par la décomposition de l'acide sulfurique lui-même. Dans cette expérience, un équivalent d'oxygène de l'acide se porte sur le métal pour l'oxyder, et il y a dégagement d'acide sulfureux (SO_2). Mais ici l'action n'a plus lieu à froid; il faut élever un peu la température. Le cuivre et le mercure sent dans ce cas. Le carbone décompose l'acide sulfurique à la température de 200°: il se produit de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique; à une température plus élevée (vers 300 à 600°), l'acide sulfureux lui-même se décompose, et il se produit du sulfide de carbone, de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique. L'hydrogène décompose l'acide sulfurique placé dans un tube chauffé au rouge; il y a formation d'eau et d'acide sulfureux. L'acide sulfhydrique gazeux et l'acide sulfurique concentré se décomposent réciproquement en donnant naissance à de l'eau, à de l'acide sulfureux et à du soufre qui se dépose. Les acides sulfhydrique et sulfurique dilués n'ont aucune action l'un sur l'autre. L'acide sulfurique et l'acide azoteux forment un composé cristallin particulier. L'acide sulfurique est isomorphe avec l'acide chromique, et avec l'acide permanganique dans le permanganate de baryte. L'acide sulfurique précipite en blanc les sels de baryte, et le précipité (sulfate de baryte) est tout à fait insoluble dans l'eau et dans les acides. Le sulfate de baryte est un des corps les moins solubles de la chimie: sous ce rapport, il se place à côté du chlorure d'argent. Cependant, un excès d'acide sulfurique peut dissoudre un peu de sulfate de baryte, circonstance qu'il ne faut pas négliger dans les analyses.

Les sels solubles de chaux, de strontiane

et de plomb, sont également précipités par l'acide sulfurique; mais ces précipités sont beaucoup moins insolubles que le sulfate de baryte. En chauffant l'acide sulfurique avec du charbon, avec de la sciure de bois, avec du cuivre, du mercure, etc., on obtient un dégagement d'acide sulfureux, dont l'odeur suffit pour faire reconnaître l'existence d'un oxyde de soufre. Versé sur des charbons incandescents, il répand des vapeurs blanches, épaisses, d'une odeur suffocante, et excitant une toux et un larmolement incommodes.

L'acide sulfurique paraît exister à l'état de liberté dans quelques lacs du Japon et de l'Amérique méridionale. Il est probable que c'était originairement de l'acide sulfureux qui, au contact de l'eau et de l'air, est passé successivement à l'état d'acide sulfurique. C'est ainsi, du moins, qu'il faut s'expliquer la présence de l'acide sulfurique libre qu'on rencontre quelquefois dans les environs des volcans. Mais c'est surtout à l'état de sulfate que l'acide sulfurique est répandu avec profusion dans la nature. Les sulfates les plus communs sont ceux de chaux (plâtre), de baryte, de strontiane, de magnésie, de soude et de potasse.

Un moyen très-simple de préparer l'acide sulfurique consiste à chauffer dans un matras du soufre et de l'acide nitrique. Celui-ci se décompose, cède son oxygène au soufre, pour le faire passer à l'état d'acide sulfureux et d'acide sulfurique. En chauffant davantage, on chasse l'acide sulfureux et l'excès d'acide nitrique; et, arrêtant à temps l'action de la chaleur, on obtient dans le matras de l'acide sulfurique concentré, sensiblement pur.

Un moyen en apparence plus compliqué, pour préparer l'acide sulfurique, consiste à faire arriver dans un grand ballon en verre, au moyen de tubes recourbés, des vapeurs d'acide sulfureux obtenues en brûlant du soufre et du gaz bioxyde d'azote (en faisant agir de l'acide nitrique très-étendu sur des planures de cuivre); le ballon contient un peu d'eau et de l'air. Le bioxyde ($N^2 O_2$), en y arrivant, se colore aussitôt en jaune, et passe, par l'absorption d'une certaine quantité d'oxygène, à l'état d'acide hyponitrique ($N^2 O_4$). Les vapeurs jaunes d'acide hyponitrique cèdent au gaz acide sulfureux un équivalent de leur oxygène (O), et font ainsi passer l'acide sulfureux ($S^2 O_4$) à l'état d'acide sulfurique ($S O_3$); et l'acide hyponitrique ($N^2 O_4$) ayant perdu un équivalent d'oxygène, s'est transformé en acide azoteux ($N^2 O^3$). Cet acide forme avec l'eau, et avec l'acide sulfurique qui s'est produit, des cristaux blancs, inodores, qui, suivant M. Gauthier de Claubry, paraissent être le résultat d'une véritable combinaison de 3 atomes d'acide sulfurique, 4 atomes d'eau et 2 atomes d'acide azoteux. En mettant ces cristaux en contact avec un peu d'eau de manière à les dissoudre, le ballon se colore de nouveau en jaune par la présence de l'acide

hyponitrique. L'acide sulfurique, en s'emparant de l'eau, met l'acide azoteux ($N^2 O^3$) en liberté, qui ne tarde pas à se suroxyder en passant à l'état de vapeurs jaunes d'acide hyponitrique ($N^2 O_4$).

C'est sur la théorie du procédé que nous venons d'indiquer qu'est fondée la fabrication de l'acide sulfurique en grand. A cet effet, on fait arriver, dans une vaste chambre de plomb remplie d'air, des vapeurs d'acide hyponitrique et d'acide sulfureux, provenant de la combustion de dix parties de soufre sur une partie environ de nitre. Au bout d'un certain temps, on retire le liquide qui recouvre le plancher de la chambre, et on l'évapore d'abord dans des chaudières de plomb, de manière à en porter la densité jusqu'à 1,53 à 40; ensuite on l'évapore dans des vases de verre ou de platine jusqu'à ce que sa densité soit de 1,83 (1,84217). C'est là l'acide sulfurique du commerce dans son plus grand état de concentration possible.

La formule de l'acide sulfurique du commerce le plus concentré est SO^3, HO . Pour constater l'existence de cet équivalent d'eau, on combine l'acide sulfurique avec de la chaux (sulfate de chaux); et, en pesant le sulfate de chaux avant et après sa calcination, on trouve une diminution de poids après sa calcination: la différence indique le poids de l'eau qui était renfermée dans l'acide sulfurique. L'acide sulfurique réel (anhydre) a pour formule = SO^3 , 100 parties de SO^3 se composent de

40,1593 de soufre,
39,8603 d'oxygène.

D'après ces données, il est facile de trouver l'équivalent en poids de l'acide sulfurique réel, en se rappelant que l'équivalent du soufre est 201,163, celui de l'oxygène étant 100; car, en établissant la simple proportion suivante:

$$40,1593 : 39,8603 :: 201,163 : x,$$

on a la valeur d' $x = 500$. Ce résultat nous apprend en même temps que la même quantité de soufre (201,163) se combine avec le triple de 100 d'oxygène, c'est-à-dire avec 500 d'oxygène. De là la formule de $SO^3 =$

$$S = 201,163$$

$$O^3 = 500$$

$$301,163$$

Le nombre 301,163 est l'équivalent en poids de l'acide sulfurique réel (anhydre), auquel il faut ajouter, dans son plus grand état de concentration, un équivalent d'eau (112,42 = HO). Cet équivalent d'eau peut être déplacé par une oxybase, au moyen d'une élévation de température. La capacité de saturation de l'acide sulfurique est 49,94; c'est-à-dire que l'acide sulfurique neutralise une quantité telle d'oxybase, que l'oxygène de la base représente le tiers en poids de l'oxygène de l'acide; en d'autres termes, l'oxygène de l'acide étant 5, celui de la base est 1.

L'acide sulfurique du commerce est un des acides les plus fréquemment employés; c'est le meilleur réactif de la baryte et de ses sels,

On s'en sert dans la fabrication de la soude et pour dissoudre l'indigo; il est quelquefois employé comme moyen dessiccateur. Étendu de beaucoup d'eau, il sert à faire une espèce de limonade (limonade minérale), qu'on prescrit quelquefois en médecine. Avec huit parties d'alcool il forme l'eau de Rabel des officines.

M. Péligot a publié assez récemment un mémoire étendu sur la théorie de la fabrication de l'acide sulfurique (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, année 1844). Nous allons en communiquer ici les principaux résultats.

Presque tous les chimistes s'accordent à considérer les cristaux qui se forment quand on met en présence l'acide sulfureux, l'acide hyponitrique et l'eau, comme jouant un rôle essentiel dans la production manufacturière de l'acide sulfurique. On sait que ces cristaux se produisent dans des circonstances nombreuses, et qu'ils fournissent de l'acide sulfurique et un composé oxygéné de l'azote, quand on les met en contact avec l'eau. Leur composition, restée longtemps incertaine, malgré les nombreuses analyses qui en ont été faites, a été fixée, en 1840, par M. de la Prévostaye, qui a signalé leur production au moyen des acides hyponitrique et sulfureux secs, sous l'influence d'une pression considérable. La production de l'acide sulfurique paraît être cependant tout à fait indépendante de l'existence et conséquemment de la nature de ces produits, auxquels on a donné le nom fort impropre de *cristaux des chambres de plomb*.

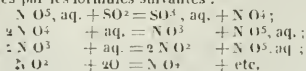
Il résulte en effet, de l'observation journalière et du témoignage unanime des fabricants d'acide sulfurique, que ces cristaux, auxquels les chimistes attribuent la production de cet acide, ne se forment jamais dans leurs appareils quand ils fonctionnent avec régularité; ils ne sont qu'un accident de leur fabrication. La théorie proposée par M. Péligot semble expliquer, d'une manière simple et satisfaisante, tous les phénomènes qui se passent dans la fabrication de l'acide sulfurique. Elle repose sur les faits suivants :

1° L'acide sulfureux décompose l'acide nitrique; le premier se transforme en acide sulfurique, et le second en acide hyponitrique (NO_2).

2° L'eau change ce dernier acide en acide nitrique et en acide nitreux (N O_3).

3° Ce gaz, au contact de l'air atmosphérique, reproduit de l'acide hyponitrique, que l'eau transforme en acide nitreux et en acide nitrique. L'acide sulfureux agit d'une manière incessante et exclusive sur l'acide nitrique, constamment régénéré dans ces différentes phases de l'opération.

Ces réactions n'excluent l'intervention d'aucun composé cristallisé; elles sont représentées par les formules suivantes :



Pour confirmer cette théorie, il devenait nécessaire d'étudier avec soin l'action de l'acide sulfureux sur l'acide nitrique, à différents degrés de concentration et à différentes températures, et de fixer les limites auxquelles cette action cesse de se manifester. L'appareil employé par M. Péligot consiste en un matras contenant du cuivre et de l'acide sulfurique, pour la production du gaz sulfureux, et en deux appareils à boules, le premier servant au lavage du gaz, l'autre renfermant l'acide nitrique soumis à l'expérience. L'acide nitrique contenant le moins d'eau possible, celui dont la densité est représentée par 1,31, est converti par l'acide sulfureux sec, en une masse de cristaux qui sont probablement identiques avec ceux qui ont été produits et étudiés par M. de la Prévostaye. Ce fait ne touche en rien à la théorie de la fabrication, puisque l'acide dont on fait usage est toujours à un degré de concentration beaucoup moindre. L'acide nitrique du commerce, celui qui marque de 21 à 28 degrés au pèse-acide, et qui contient 27 à 31 d'acide anhydre pour 100 parties, est décomposé très-energiquement par l'acide sulfureux; des vapeurs rutilantes d'acide hyponitrique se forment immédiatement dans la première boule de l'appareil, et colorent le liquide en vert; la température s'élève beaucoup pendant toute la durée de l'action, qui se manifeste de proche en proche, l'acide sulfureux étant absorbé en totalité, tant que tout l'acide nitrique n'a pas été employé à sa transformation en acide sulfurique. Aussi remarque-t-on une coloration différente dans chaque boule. A mesure que l'action qui se produit dans la première diminue, la couleur verte du liquide s'affaiblit; en même temps que le liquide de la seconde prend une couleur plus intense; chaque boule prend alternativement une teinte verte foncée, le liquide devient ensuite d'un vert plus pâle, puis d'un jaune orange. Quand l'acide nitrique est entièrement détruit, il redevient incolore. Quand l'acide nitrique est étendu d'une quantité d'eau plus considérable, on obtient la coloration en bleu indigo pur, qui résulte de la dissolution de l'acide nitreux dans l'acide nitrique faible, et qui se forme, comme on sait, par l'action même du bioxyde d'azote sur l'acide nitrique étendu d'eau. Lorsque l'expérience est terminée et que l'acide sulfureux cesse d'être absorbé, on reconnaît, en employant les méthodes très-déliées qui constatent les moindres traces d'acide nitrique, que le liquide qui est resté dans les boules est de l'acide sulfurique hydraté, tenant en dissolution un excès d'acide sulfureux; il est absolument privé d'acide nitrique ou de tout autre composé de l'azote. On remarque, d'ailleurs, que le contact de l'acide sulfureux avec l'acide nitrique détermine constamment la formation de vapeurs rutilantes d'acide hyponitrique dès le commencement de l'opération, et sans l'intervention de l'oxy-

gène atmosphérique. Cela résulte de l'action même de l'acide sulfureux sur l'acide nitrique ; plus tard, quand le gaz sulfureux agit sur le liquide vert ou jaune qui résulte de cette première phase, les vapeurs rouges disparaissent en grande partie ; le produit qui se forme alors est un bioxyde d'azote *entièrement pur*, absorbable, sans aucun résidu, par les sels de protoxyde de fer.

M. Péligot s'est encore assuré que l'acide nitrique, même très-étendu d'eau, transforme l'acide sulfureux en acide sulfurique, si l'on a soin d'élever la température de 60 à 80 degrés.

Des expériences qui précèdent, on est conduit à admettre que l'acide sulfurique qui se produit sous l'influence d'un excès de gaz sulfureux, doit être entièrement exempt d'acide nitrique. Cette considération est très-importante pour la pratique ; car on sait que l'acide sulfurique du commerce se trouve quelquefois souillé d'une proportion plus ou moins grande de produits nitreux, dont la présence est nuisible pour certaines opérations.

A l'occasion du mémoire de M. Péligot (sur la théorie de la fabrication de l'acide sulfurique), M. Baudrimont (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, année 1844) rappelle qu'il a établi :

1^o Que la formation de l'acide nitrique doit précéder toujours celle de l'acide sulfurique ;

2^o Que si l'on fait passer un courant de gaz sulfureux dans de l'acide nitrique dilué, ou dans de l'eau où l'on a ajouté de l'acide hyponitrique, ce qui est définitivement la même chose, il ne se dégage que du bioxyde d'azote très-pur.

M. Baudrimont n'admet pas, avec M. Péligot, que l'acide sulfureux réagissant sur l'acide nitrique donne nécessairement lieu à de l'acide hyponitrique, qui, à l'exclusion de tout autre produit oxygéné de l'azote, doit régénérer l'acide nitrique. Il ajoute qu'en cherchant à se rapprocher des conditions dans lesquelles se fabrique l'acide sulfurique, on n'observe nullement la formation de l'acide hyponitrique. En effet, si l'on adapte à un grand flacon à tubulure un appareil propre à donner de la vapeur d'eau, un autre appareil donnant de l'acide sulfureux, un troisième donnant des vapeurs d'acide nitrique, et enfin un tube ouvert pour éviter une explosion ; si l'on remplit d'abord le flacon de vapeurs d'eau, puis de gaz sulfureux, et si l'on fait enfin parvenir de la vapeur d'acide nitrique, il se forme de l'acide sulfurique, et l'on n'observe pas la moindre trace de vapeur rutilante. Concluant de cette expérience que l'acide hyponitrique n'est point un produit nécessaire de la réaction de l'acide sulfureux en excès sur l'acide nitrique, M. Baudrimont paraît disposé à admettre que la production du composé qui donne naissance aux cristaux des chaulures de plomb n'est pas étrangère à celle de l'acide sulfurique. La facilité avec laquelle se produit le composé cristallin dont il s'agit,

sa rapide destruction par l'eau, tout, dit M. Baudrimont, porte à penser qu'il se forme réellement, mais que son existence n'est qu'instantanée. Dans ce cas, ce n'est plus simplement l'acide sulfureux qui enlève de l'oxygène à l'acide nitrique pour devenir acide sulfurique ; ce sont leurs éléments qui s'unissent d'abord et donnent naissance à un produit qui se décompose par la présence de l'eau, en donnant de l'acide sulfurique et de l'acide nitreux.

2^o *Acide sulfurique anhydre* (SO³). Synonymes : *Acide sulfurique glacial*, *acide sulfurique fumant*, *acide de Nordhausen*. Il est solide à une température basse, et à — 20° il cristallise en aiguilles blanches, opaques, ayant l'aspect de l'asbeste. Il se liquéfie à 25°, et bout entre 25° et 50°. L'ébullition se fait par soubresauts. A la température ordinaire (15°), il répand des vapeurs blanches très-suffocantes, et disparaît peu à peu sans résidu. Sa densité est 1,97.

Lorsqu'on met l'acide sulfurique anhydre en contact avec de la baryte ou de la chaux, il se produit une température tellement élevée, que les vases dans lesquels on fait l'expérience se brisent ordinairement avec violence. Or, en chauffant le sulfate qui en résulte, le poids est le même avant et après la calcination, donc, l'acide sulfurique ne contenait pas d'eau. L'acide sulfurique anhydre est absorbé (à — 15°) en grande quantité par les chlorures de soufre, de phosphore, d'étain, de bismuth, et par beaucoup d'autres chlorures ; il se forme, dans cette circonstance, des produits qui n'ont pas encore été suffisamment examinés.

Projeté dans l'eau, il produit une effervescence et un bruit semblable à celui que produirait un fer chaud ; il ne se dégage point de gaz, et il se forme de l'acide sulfurique ordinaire.

On prépare l'acide sulfurique anhydre par la distillation de l'huile de vitriol qui porte le nom de Nordhausen, petite ville du royaume de Prusse près de Goettingue, ou l'on prépare cet acide en grand par la calcination du sulfate de fer (vitriol vert). L'huile de vitriol de Nordhausen se compose, d'après Vogel, d'acide sulfurique anhydre et d'acide sulfurique hydraté. En distillant cet acide, on obtient d'abord des vapeurs blanches très-épaisses qui se condensent, sous forme de cristaux, dans un réfrigérant entouré d'un mélange réfrigérant (à — 20°). Si l'on n'arrête pas la température à temps, l'acide sulfurique hydraté passerait lui-même dans le récipient.

On peut encore préparer l'acide sulfurique anhydre par la distillation de l'acide sulfurique concentré du commerce. L'acide sulfurique anhydre distille le premier sous forme de vapeurs blanches et très-épaisses.

La composition de l'acide sulfurique anhydre est celle de l'acide sulfurique ordinaire concentré, auquel on retranche un équivalent

d'eau (112,38.) Ses usages sont à peu près nuls. L'acide sulfurique anhydre diffère, comme nous venons de le voir, complètement de l'acide sulfurique ordinaire, avec lequel il n'a, pour ainsi dire, de commun que le nom, tant sont profonds les changements que peut amener la présence d'un seul équivalent d'eau.

SURFACE. Étendue n'ayant que deux dimensions, la longueur et la largeur. Les *surfaces planes* sont celles sur lesquelles on peut appliquer exactement une ligne droite dans tous les sens. Les *surfaces courbes* sont celles dont tous les points sont dans des directions différentes.

SURINAMINE. Matière blanche, cristalline, trouvée par Huttenschmidt dans l'extrait aqueux de l'écorce du *Geoffraea surinamensis* et du *G. inermis*. Elle s'y rencontre avec la jamaïcaine, dont elle partage la plupart des propriétés. Elle est très-soluble dans l'eau bouillante et moins soluble dans l'alcool. L'acide hyponitrique la colore en bleu. Elle forme des sels cristallisables peu solubles. Composition non déterminée.

SYLVIQUE (Acide). Synonyme : *Résine-bêta de la colophane*. C'est le résidu cristallisable de la colophane, où il se trouve accompagné de l'acide pinique (*resine-alpha*). Pour l'obtenir, on délaye de la poudre de colophane dans de l'alcool de 0,60; au bout de quelque temps, l'acide sylvique se dépose sous forme de flocons jaunes qu'on purifie par l'alcool bouillant. Il cristallise, par refroidissement, sous forme de prismes quadrilatères à base rhombe, fusibles à 132°, solubles dans l'alcool anhydre et l'éther. Il se combine avec les bases, pour former des sels (*sylvates*) solubles dans l'alcool et l'éther. Formule : $C^{20} H^{16} O^2$ (H. Rose).

ΣΥΜΠΙΕΣΜΕΤΡΕ. (De *σύν*, avec, *πιέζω*, je presse, et *μέτρον*, mesure.) Appareil imaginé par M. Buntén, et destiné à mesurer la pression atmosphérique par la température de l'air. Il est gradué de telle sorte que, les effets de la température étant connus, on puisse en déduire ceux de la pression, et, par suite, la valeur absolue de cette pression en centimètres ou millimètres de mercure. Le sympiésmètre a, pour la marine, de grands avantages sur le baromètre, dont les observations à bord d'un bâtiment offrent toujours bien des difficultés.

SYNAPTASE. M. Robiquet a donné ce nom à une substance particulière, très-altérable, communiquant au blanc des amandes douces et des amandes amères la propriété de changer l'amygdaline en acide cyanhydrique. Peu connue.

SYNCHRONISME. (De *σύν*, avec, et *χρονος*, temps). On emploie quelquefois ce mot pour exprimer l'identité des temps dans lesquels deux ou plusieurs choses coïncident.

SYNTHÈSE. (De *συντίθημι*, je compose). On appelle ainsi l'opération inverse de l'analyse. La synthèse se propose de reconstruire les éléments ou les produits de l'analyse; c'est souvent la contre-épreuve de l'analyse. En chimie minérale, où l'on a affaire à des éléments stables, résistant à l'action de la chaleur, la synthèse est presque toujours possible. Ainsi, au moyen de l'électricité, on décompose l'eau en oxygène et en hydrogène; c'est là l'analyse; et à l'aide du même agent on change ces mêmes éléments en eau; c'est cette opération qu'on appelle *synthèse*.

En chimie organique l'analyse est possible; mais la synthèse ne l'est presque jamais, du moins dans l'état actuel de la science. Ainsi, l'analyse nous apprend que le sucre se compose de douze équivalents de carbone, de dix équivalents d'oxygène et de dix équivalents d'hydrogène. Mais il n'y a aucun procédé de synthèse à l'aide duquel nous puissions faire du sucre avec ces mêmes quantités de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. La décomposition n'est souvent possible qu'à la condition de faire une synthèse. Exemple : On décompose (réduit) un oxyde métallique, au moyen du charbon ou de l'hydrogène; mais la décomposition (réduction) n'a lieu qu'autant que le carbone ou l'hydrogène se sont transformés l'un en acide carbonique ou en oxyde de carbone, l'autre en eau.

SYRINGINE. Synonyme : *Lilacine*. Matière cristalline, blanche, qu'on obtient en évaporant à moitié le decoctum des feuilles de lilas (*Syringa vulgaris*), en y ajoutant du sous-acétate de plomb, en concentrant davantage la liqueur, et en y mêlant un excès de magnésie calcinée. Le résidu est repris par l'eau, et traité ensuite par l'alcool bouillant; la solution laisse, par le refroidissement, déposer la syringine cristallisée en petites aiguilles légères, semblables à la méconine. La syringine, insoluble dans l'éther et les acides, se dissout très-bien dans l'alcool aqueux. Sa saveur est franchement amère. Composition non déterminée.

SYSTÈME. (De *σύν*, ensemble, et *ἵστημι*, je place). Réunion de plusieurs principes dont on tire des conséquences, et sur lesquels on fonde une théorie ou une doctrine. Dans les sciences d'observation, on doit être très-sobre de systèmes.

T

TABAC. On applique particulièrement ce nom aux feuilles desséchées ou pulvérisées du *Nicotiana tabacum*, plante de la famille des solanées, qui toutes renferment des principes très-actifs et vénéneux. M. Zeise a recueilli la

fumée du tabac au moyen de l'aspirateur de Brunner, et l'a soumise à l'analyse. Il adapta à cet aspirateur un long tube de verre, mis en communication avec une pipe allumée. Dans quelques expériences, la fumée était obligée

de traverser une dissolution de potasse, dans d'autres de l'acide sulfurique peu étendu, on bien aussi un tube assez large, rempli de fragments de verre et refroidi. Bien qu'on obtienne ainsi les produits qui constituent la fumée du tabac, il est évident qu'on devra les obtenir en plus grande quantité encore en soumettant le tabac tout simplement à la distillation sèche. En opérant sur plusieurs livres de tabac, on a recueilli, outre les gaz ordinaires, un liquide aqueux brun et rougeâtre, ainsi qu'une matière brun-noir, goudronneuse ou grasse. M. Zeise y a constaté la présence de l'acide butyrique, de l'ammoniacque, de la paraffine, d'une huile empyreumatique particulière (renfermant : carbone 71,0, hydrogène 11,9, et oxygène 17,2), et de divers composés résineux; il n'y a point trouvé de créosote, ce qui explique peut-être pourquoi la fumée de tabac n'a pas cette âcreté qui caractérise la fumée du bois.

M. Melsens, qui s'est également occupé de l'analyse du tabac, vient d'y constater la présence de la nicotine. Ce chimiste avait été conduit à examiner ces produits en réfléchissant aux symptômes alarmants qui se manifestent chez les personnes qui fument pour la première fois, et en considérant la répulsion profonde que montrent tous les animaux pour l'odeur du tabac. Il avait en outre remarqué que plusieurs insectes sont promptement asphyxiés dans une atmosphère de fumée. Quand on fait usage de pipes allemandes, il s'accumule, au fond des pompes dont elles sont munies, un liquide brun, fort âcre, d'une odeur très-repoussante; ce liquide se trouve mélangé d'un produit huileux, semi-fluide. Quelques gouttes de la portion aqueuse versées dans le bec d'un oiseau le frappent d'une mort instantanée.

Soupçonnant dans ce liquide la présence de la nicotine, M. Melsens fit les expériences nécessaires pour s'en assurer. Il découpa grossièrement des feuilles de tabac de Virginie, et les introduisit dans une très-grande pipe en porcelaine, disposée sur un flacon de Wouy; un tube de verre, adapté à la queue de la pipe, amenait les produits de la combustion au fond du vase. Ces produits se rendaient ensuite au fond d'une carafe qui renfermait un peu d'eau, puis dans une autre contenant de l'acide sulfurique étendu de deux fois son volume d'eau, enfin dans une troisième, où l'acide sulfurique était étendu seulement d'une fois son volume d'eau. Ce système était en communication avec un grand tonneau rempli d'eau, qui, par son écoulement, déterminait un courant d'air à travers l'appareil. C'est à peu près le système dont M. Zeise a fait usage dans ses recherches.

M. Melsens a particulièrement fixé son attention sur le liquide aqueux contenu dans le premier flacon, et auquel il a reconnu des propriétés vénéneuses intenses; en effet ce liquide tuait un chien presque instantané-

ment, à la dose d'une demi-cuillerée à bouche. Les produits provenant de la condensation de la fumée, dans le premier flacon, furent traités par un acide, puis filtrés, pour en séparer la partie goudronneuse; enfin traités d'après la méthode de M. Barral pour l'extraction de la nicotine. M. Melsens obtint ainsi une trentaine de grammes d'un liquide possédant les propriétés chimiques et physiques de la nicotine. L'analyse lui a donné : carbone, 74,5; hydrogène, 8,8; azote, 17,5; nombres qui conduisent à la formule : $C^5 H^7 N$.

TACAMAHACA. Résine odorante comme la sandaraque. Elle se dissout dans l'alcool, l'éther et les alcalis. Cette matière est peu connue.

TACT. Sens du toucher. La fonction de ce sens réside plus particulièrement dans les nerfs sensitifs qui s'épanouissent à la peau de la main. Les nerfs sensitifs ont une origine et une manière d'être toutes différentes des nerfs moteurs.

TAIN. Amalgame d'étain employé dans la fabrication des glaces. Voyez MERCURE, Amalgame.

TAM-TAM. Espèce de cymbale, originaire de l'Orient, et fabriquée avec un alliage composé de

cuivre	30
étain	20

	100

C'est à M. d'Arcet que l'on doit la fabrication des tam-tams en France. L'alliage doit être fait avec du cuivre et de l'étain purs; il vaut mieux le préparer d'avance par une fonte préliminaire; cependant, avec une certaine habitude, on pourra très-probablement faire l'alliage au moment où l'on doit le couler pour en enfler les moules. Les cymbales et les tam-tams qui en sortant du moule ont un son clair et éclatant, avec de longues vibrations, prennent un son d'autant plus grave et vibrent d'autant moins longtemps après la trempe, qu'ils ont été plus fortement chauffés et plongés dans de l'eau plus froide; il ne faut donc tremper les cymbales et les tam-tams qu'au point convenable pour leur donner la ténacité et la flexibilité nécessaires, et l'on doit veiller à ce que la trempe de ces instruments soit bien faite, afin que l'ouvrier, chargé de les amener au ton voulu, puisse le faire, sans risque de les briser en les martelant. Arrivé à ce point, il ne s'agit plus que de gratter convenablement les cymbales en les montant sur un tour mal centré et de les terminer en leur donnant absolument l'aspect que présentent les cymbales ou tam-tams. (D'Arcet.)

TANACÉTINE. Matière cristallisable, jaune, inodore, très-amère, retirée par Froumherz du *Tanacetum vulgare* (tanaisie). Elle se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool. Sa solution est précipitée en brun par les sels de sesquioxyde de fer, et en jaune-clair par l'acétate de plomb.

TANACÉTIQUE (Acide). Principe cristal-

lisable en aiguilles, extrait par M. Peschier des fleurs de tanaïse (*Tanacetum vulgare*). Il est soluble dans l'eau, et précipite en blanc les sels de chaux, de baryte, de plomb, de zinc et de protoxyde de mercure. Composition non déterminée.

TANGENTE. On appelle ainsi toute ligne droite qui ne touche qu'en un seul point la circonférence d'une courbe.

TANGUINE. Matière cristalline, retirée par Henry et Olivier des anandes du tanguin de Madagascar (*Taninia madagascariensis*). Ils l'ont obtenu en épuisant par l'éther les fruits préalablement purifiés d'huile grasse au moyen de la presse. La tanguine se dissout dans l'eau, et cristallise dans l'alcool de 0,813, en paillettes brillantes qui s'effleurissent à l'air. Sa saveur est aère et amère. Elle est sans action sur les couleurs végétales; elle fond par la chaleur, et ne contient pas d'azote. Elle est vénéneuse.

TANNIN. Voyez TANNIQUE (Acide).

TANNIQUE (Acide). Synonymes: *Tannin*; *Acide quercitanique*. Obtenu par l'évaporation de la solution aqueuse, l'acide tannique a l'aspect d'une masse incolore ou légèrement jaunâtre, non cristalline, inodore, d'une saveur fortement astringente, se dissolvant à la gomme desséchée, et inaltérable à l'air sec. Il existe dans l'écorce, les feuilles, les racines, les fruits (pommes de grenade) d'un grand nombre de végétaux, mais surtout dans les noix de galle. Voici le procédé d'extraction employé par M. Pelouze: Dans un appareil de déplacement dont l'ouverture inférieure est bouchée avec un peu de coton, on introduit des noix de galle concassées, de manière à le remplir tout à fait. On verse sur la poudre de l'éther aqueux, de manière que tout l'espace intérieur soit occupé par le liquide. On ferme hermétiquement l'ouverture supérieure de l'appareil, et on abandonne le tout à lui-même pendant plusieurs heures. Au bout de ce temps, on laisse échapper l'air contenu dans la partie inférieure de l'appareil, ainsi que les vapeurs d'éther, en soulevant légèrement le bouchon, de façon que le liquide peut s'écouler facilement. Dans la carafe de l'appareil se trouvent alors deux liquides, dont l'un est pesant, sirupeux et jaunâtre, et qui n'est autre chose qu'une solution très-concentrée d'acide tannique dans l'eau; le liquide surnageant est coloré en vert, et se compose d'une solution éthérée d'acide gallique et d'autres matières. On continue à verser de l'éther sur les noix de galle, tant qu'il s'écoule encore par l'orifice inférieur deux liquides distincts. L'éther employé dans cette opération doit être préalablement saturé d'eau. On sépare le liquide sirupeux de la solution éthérée qui surnage; et l'ayant lavé à plusieurs reprises avec de nouvelles quantités d'éther, on le dessèche au bain-marie. On purifie la masse poreuse qu'on obtient en

la dissolvant dans l'eau, et en l'évaporant dans le vide sur l'acide sulfurique.

L'acide tannique se dissout dans l'eau et dans l'alcool; il est beaucoup moins soluble dans l'éther. Sa solution aqueuse, exposée à l'air et à l'influence de la chaleur, donne naissance à un dépôt d'acide gallique et d'acide ellagique; il y a absorption d'oxygène et formation d'acide carbonique en volume égal à celui de l'oxygène absorbé. Avec la plupart des acides minéraux, la solution aqueuse d'acide tannique forme des précipités blancs solubles dans l'eau pure et dans l'alcool. Ces précipités sont des combinaisons particulières des acides minéraux avec l'acide tannique. Chauffé avec les alcalis, l'acide tannique se transforme en acide gallique. Il précipite la solution de gélatine animale en flocons épais qui se dissolvent dans le liquide surnageant, par l'ébullition. Il précipite de même les solutions de féculé et de gluten, il se combine avec la peau animale, en formant un composé non putrescible, connu sous le nom de *cair*. Un morceau de peau introduit dans une solution d'acide tannique s'empare de la totalité de cet acide, de sorte qu'on peut en évaluer la quantité par l'augmentation en poids de la peau. Soumis à l'action de la chaleur, l'acide tannique se change, comme l'acide gallique, en acides métagallique et pyrogallique.

M. Laroque a publié sur la transformation si remarquable du tannin en acide gallique une série d'expériences dont voici les conclusions:

1° Le tannin peut se changer en acide gallique, non-seulement par l'action de l'oxygène, comme l'a fait voir M. Pelouze, mais aussi, indépendamment de l'oxygène, par l'action du ferment.

2° Quelques substances chimiques entravent pendant un certain temps la transformation du tannin, et d'autres, au contraire, sont sans action sur elle.

3° Le ferment de la noix de galle transforme le sucre en alcool et en acide carbonique, comme le fait celui de la bière.

4° Enfin la levure de bière, la chair musculaire, etc., transforment le tannin en acide gallique.

Les sels (*tannates*) que l'acide tannique forme avec les bases sont en général très-solubles; ils précipitent en noir les sels de peroxyde de fer, et colorent en bleu foncé les sels de protoxyde (*encre*). Les tannates sont à peu près tous incristallisables.

Formule de l'acide tannique desséché à 100°: $C^{18} H^{15} O^{29}, 5 HO$.

TANTALE. Synonyme: *Columbium*. On a donné à ce corps simple le nom de *tantale*, parce que la combinaison avec les acides lui échappe. On n'a pas encore obtenu le tantale en masses compactes; car il est infusible, et ses oxydes ne sont pas réductibles par les moyens ordinaires. Obtenu en traitant par le potassium du chlorure de tantale bien sec,

le tantale se présente sous la forme d'une poudre noire qui prend sous le brunissoir un éclat gris de fer. Chauffé au contact de l'air, il prend feu et brûle avec éclat, en se changeant en acide tantalique. Il détone avec le nitre. Aucun acide ne l'attaque, excepté l'acide fluorhydrique. Un mélange d'acide fluorhydrique et d'acide azotique est son meilleur dissolvant. Les alcalis et les carbonates alcalins ne l'attaquent que par la voie sèche, en produisant de l'acide tantalique. On est parvenu à le combiner avec le fer et le manganèse. Il brûle avec un vif éclat dans le chlore et dans les vapeurs de soufre, en se convertissant en chlorure ou en sulfure.

Les minéraux tantalifères sont extrêmement rares, et ont été longtemps confondus avec les minéraux d'oxyde d'étain. On les rencontre, sous forme de grains, disséminés dans les roches primitives, en Bavière, en Suède et aux États-Unis.

Pour extraire le tantale, on chauffe le tantale porphyrisé avec huit fois son poids de sulfate acide de potasse dans un creuset de platine, jusqu'à ce que le tout forme une masse homogène bien liquide; puis il faut broyer cette masse, et la faire bouillir avec de l'eau. Les sulfates de potasse, de fer et de manganèse se dissolvent, et l'acide tantalique reste souillé d'une petite quantité de ces deux métaux, et souvent d'un peu d'étain et de tungstène. Pour le purifier, on le fait digérer avec de l'hydrosulfate d'ammoniaque (sulfure d'ammonium), et on le lave. L'étain et le tungstène se dissolvent, et le fer se change en sulfure. On fait bouillir le résidu avec de l'acide chlorhydrique, et l'acide tantalique reste pur, on ne retient qu'une trace d'oxyde de manganèse, qu'on lui enlèverait probablement au moyen de l'acide sulfureux. (Berthier.)

Hatchett découvrit, en 1805, dans un minéral de la province de Massachusetts, un nouveau métal qu'il appela *colombium*. Presque en même temps, Ekeberg découvrit dans plusieurs minéraux de Suède un métal auquel il donna le nom de *tantale*. Ce n'est qu'en 1809 que Wollaston constata l'identité de ces deux métaux; et le nom de tantale a généralement prévalu.

Formule du tantale : Ta = 148,563

Oxydes. On connaît deux degrés d'oxydation du tantale :

1° Le protoxyde, obtenu en chauffant de l'acide tantalique avec du charbon, est d'un gris foncé, assez dur pour rayer le verre. Chauffé au contact de l'air, il se transforme en oxyde en peroxyde (acide tantalique). Aucun acide ne l'attaque, pas même l'acide fluorhydrique.

La quantité de tantale qui se combine avec 100 d'oxygène est :

$$\frac{113,465}{100} (\text{Ta})$$

$$\frac{100}{123,56} = 1 \text{ équiv. de protoxyde de tantale } (\text{TaO}).$$

$$\frac{100}{123,56} = 1 \text{ équiv. de protoxyde de tantale } (\text{TaO}).$$

2° L'acide tantalique se présente sous forme de poudre blanche, insipide, inodore, et complètement infusible. Le charbon le ramène à l'état de protoxyde, mêlé d'un peu de tantale. A l'état *anhydre*, il n'est attaqué par aucun acide. Chauffé avec les carbonates alcalins (carbonates de potasse ou soude), il chasse l'acide carbonique, et forme des combinaisons (*tantalates*) solubles dans l'eau. A l'état d'*hydrate*, il est d'un blanc de neige, insoluble dans l'eau, et rongissant faiblement la teinture de tournesol. Il ne se dissout dans aucun acide, excepté dans l'acide fluorhydrique. La crème de tartre en dissout un peu, et forme une espèce d'émétique, dans laquelle cet acide remplace l'oxyde d'antimoine. L'oxalate acide de potasse le dissout facilement. On l'obtient en chauffant le peroxyde avec de l'azotate de potasse.

$$148,563 (\text{Ta})$$

$$100 (\text{O } 1/2)$$

$$\frac{1298,563}{100} = \text{Ta O } 5/2 (\text{Ta } 2 \text{ O } 3).$$

Sels de tantale. Le protoxyde de tantale ne forme pas de véritables sels. Il ne peut donc pas être considéré comme une base.

Ces sels sont mal caractérisés. Il n'y a guère de solubles que ceux de potasse et de soude; encore ne le sont ils qu'à la faveur d'un excès d'alcali. Le *tantalate de potasse* cristallise en paillettes brillantes, nacrées, qui ressemblent à de l'acide borique.

TARAXACINÉ. Matière résinoïde, extraite par Poxel du *Taraxacum dens tonis* (pissacit). Peu connue.

TARTRALIQUE (Acide). Cet acide a été obtenu par M. Frémy, par la fusion de l'acide tartrique en petites portions. Il est incolore, non cristallisable, déliquescant, inodore, et d'une saveur franchement acide. Il est soluble dans l'alcool, et se convertit dans l'eau en acide tartrique ordinaire; l'ébullition opère très-rapidement cette transformation. Il produit des sels (*tartrates*) qui offrent peu d'intérêt. Formule : $\text{C}^6 \text{H}^8 \text{O}^{20} + 3 \text{HO}$. (Frémy.)

TATRÉLIQUE (Acide). Cet acide a été obtenu par M. Frémy en maintenant l'acide tartrique à la température de la fusion. Il est d'un jaune brunâtre, non cristallisable, soluble dans l'eau et l'alcool, et moins déliquescant que l'acide tartrique. L'eau le change en acide tartrique et en acide tartrique ordinaire. Les *tartrates* sont incristallisables et offrent peu d'intérêt. Formule : $\text{C}^6 \text{H}^8 \text{O}^{20} + \text{HO}$. (Frémy.)

TARTRIQUE (Acide). Cet acide, découvert par Scheele en 1770, existe dans les fruits, les feuilles et tiges d'un grand nombre de végétaux (raisins, ananas, tamarin, oscille, racine de rhubarbe, griseilles, etc.). On l'obtient en traitant une solution aqueuse chaude de crème de tartre (bitartrate de potasse) par du carbonate de chaux, en décomposant le tartrate neutre de potasse par le chlorure de calcium, et en faisant bouillir le tartrate de chaux avec

de l'acide sulfurique étendu : il se forme du sulfate de chaux insoluble, et l'acide tartrique reste en dissolution ; on évapore la liqueur filtrée, et on purifie l'acide tartrique par des cristallisations répétées.

L'acide tartrique cristallise en prismes obliques à base rhombe, terminés par des sommets dièdres, ou en prismes hexagones, terminés par trois faces de troncation. Les cristaux sont blancs, inaltérables à l'air, inodores, d'une saveur franchement acide, solubles dans 112 parties d'eau froide, et plus solubles dans l'eau chaude et dans l'alcool. La solution aqueuse se recouvre, à la longue, de moisissures au contact de l'air.

Chauffé sur une plaque chaude, l'acide tartrique se décompose en répandant une odeur de caramel caractéristique. Il précipite les acétates de baryte, de chaux, de strontiane ; et un excès d'acide le redissout. Un mélange d'acide tartrique et d'un peu d'acide sulfurique noircit à une légère élévation de température ; l'acide oxalique ne présente rien de semblable. Si l'on emploie un excès d'acide sulfurique, l'acide tartrique ne se charbonne pas ; mais il se dégage de l'acide sulfureux, de l'oxyde de carbone, et des traces d'acide carbonique. Le chlore n'exerce aucune action sur une solution aqueuse d'acide tartrique, tandis que, dans une solution de tartrate de soude, le chlore produit du chlorure de sodium et un dégagement d'acide carbonique. Chauffé avec du peroxyde de plomb ou du peroxyde de manganèse, l'acide tartrique donne naissance à de l'acide formique. Traité à chaud avec de la potasse, il se convertit en 2 équivalents d'acide oxalique et 1 équivalent d'acide acétique. C'est ce mode de décomposition (observé pour la première fois par M. Gay-Lussac) qui a fait ranger l'acide tartrique dans la classe des acides conjugués ou copulés.

Formule de l'acide cristallisé : $C^8 H_4 O^{10} + 2 H_2 O$. Ces deux équivalents d'eau peuvent être remplacés par 2 équivalents de base. Formule de l'acide contenu dans l'émétique : $C^8 H_2 O^8$.

Soumis à la chaleur, l'acide tartrique perd d'abord le quart, puis la moitié, et enfin la totalité de son eau. Il fond entre 150° et 140° ; en perdant le quart de son eau, il se change, selon M. Frémy, en *acide tartralique*, et, en perdant la moitié, il se convertit en *acide tartrélique*. Soumis à la distillation sèche, il donne naissance à deux acides pyrogénés (acides *pyrotartrique* et *paratartrique*). MM. Millon et Reiset, en faisant des expériences sur les phénomènes de contact, ont observé que, sous l'influence de la mousse de platine, l'acide tartrique fournit déjà à 160° de l'eau et de l'acide carbonique.

L'acide tartrique forme avec les bases des sels (*tartrates*) qui ont été l'objet de nombreuses recherches. Les tartrates le plus fréquemment employés sont le bitartrate de potasse et le tartrate basique d'oxyde d'anti-

moine et de potasse, plus connu sous le nom d'*émétique*. (Voyez ÉMÉTIQUE.)

Le *bitartrate de potasse* (tartre, crème de tartre) recouvre les parois et le fond des tonneaux dans lequel on a fait fermenter du moût. Ce sel préexiste dans les raisins, et il se dépose à mesure que le sucre du jus de la grappe se change en alcool ; car il est beaucoup moins soluble dans l'alcool que dans l'eau. Le tartre brut purifié avec de l'argile (qui enlève la matière colorante) constitue la crème de tartre. Ce sel cristallise en prismes obliques à base rhombe, dont les angles sont tronqués, et les crêtes longitudinales remplacées par deux faces de troncation. Formule : $KO, T + HO$. Il est souvent employé en médecine comme purgatif ; pendant son passage à travers l'économie, il est brûlé, et se retrouve dans les urines à l'état de carbonate.

M. Werther a examiné récemment un certain nombre de tartrates et de *racémates*, isomères avec les premiers. Les sels analysés par M. Werther sont ;

Le *tartrate de soude et de cuivre*, $NaOT + CuOT + 2 CuO + 7 HO$. On l'obtient en ajoutant à une solution bouillante de carbonate de soude le tartrate de cuivre par petites portions.

Le *racémate double de soude et de cuivre*, $NaOR + Cu O, HO + 5 HO$, s'obtient en traitant par l'alcool un mélange de soude et de racémate de cuivre. M. Werther considère ici l'oxyde de cuivre comme jouant le rôle de l'eau d'hydratation, et il cite comme exemples de ce genre, la combinaison du chlorure de sodium avec le sucre de raisin, et celle du nitrate d'argent avec l'urée.

Le *tartrate de plomb*, $PbOT + 2 HO$, s'obtient en traitant l'acétate neutre de plomb par le tartrate neutre de potasse.

Le *racémate double de potasse et d'acide arsénieux*, $KOR + AsO^3 R + 5 HO$, s'obtient en faisant digérer le racémate acide de potasse avec une quantité correspondante d'acide arsénieux.

Racémate double de soude et d'acide arsénieux. $NaOR + As O^3 R, + 5 HO$.

Ce sel est plus facile à préparer que le précédent. L'acide racémique est divisé en deux parties, dont l'une est saturée par la soude, et l'autre mélangée avec l'acide arsénieux ; celle-ci est ensuite ajoutée à la solution bouillante de la première. La liqueur laisse, par le refroidissement, déposer des cristaux de racémate double de soude et d'acide arsénieux.

Racémate double d'ammoniaque et d'acide arsénieux. $N H_4 O, R + As O^3 R + HO$.

Ce sel s'obtient de la même manière que le précédent, mais en quantité beaucoup moins grande ; car, dès qu'on ajoute au racémate neutre d'ammoniaque le mélange d'acide racémique et d'acide arsénieux, il se sépare en même temps du biracémate d'ammoniaque, dont il est impossible d'empêcher la formation. Ce sel n'est point dissous, même en le faisant

bouillir pendant plusieurs heures avec une quantité suffisante d'acide arsénieux. Il est séparé par le filtre; et la liqueur filtrée, convenablement évaporée, laisse déposer le résidu double d'ammoniaque et d'acide arsénieux à l'état cristallisé.

En essayant de former avec l'acide tartrique des combinaisons analogues aux sels indiqués, M. Werther n'a réussi qu'à produire, quoiqu'avec beaucoup de difficulté, le *tartrate double d'ammoniaque et d'acide arsénieux*, $NH_4O, T + AsO_3T + HO$. Pour l'obtenir, il faut faire bouillir longtemps la solution de tartrate d'ammoniaque avec l'acide tartrique, mêlé d'acide arsénieux. A mesure que l'on concentre la liqueur, il se forme à la surface une croûte cristalline de tartrate acide d'ammoniaque, mêlé d'un peu d'acide arsénieux, qu'il faut enlever à différentes reprises.

TAURINE. Matière cristalline (gros prismes à 4 faces) transparente, inodore, inaltérable à l'air, découverte par M. L. Gmelin dans la bile de bœuf. Elle a une saveur fraîche, et se conserve jusqu'à 100°. Par la distillation sèche, la taurine se boursoufle, en dégageant une huile empyreumatique et une petite quantité d'un liquide acide (acétate d'ammoniaque?). Elle n'est pas altérée par l'acide nitrique bouillant. Elle se dissout dans 13 1/2 p. d'eau à 13°, et plus facilement dans l'eau bouillante; elle est insoluble dans l'alcool absolu.

La taurine existe, avec le sel ammoniac et le sel marin, dans le liquide où l'acide cholélique s'est déposé.

La taurine est, d'après M. Dumas, composée de :

carbone	49,3
hydrogène	3,3
azote	11,3
oxygène	63,7

TAUTOCHRONISME. (De ταχτός, le même, et χρόνος, temps.) Egalité des temps, pendant lesquels deux ou plusieurs effets se produisent. Ce mot est à peu près synonyme d'*isochronisme*.

TEINTURE. Terme officinal, appliqué à la solution alcoolique d'une substance médicamenteuse. La *teinture d'iode* (solution d'iode dans l'alcool) est d'un brun foncé, ayant l'odeur et la saveur de l'iode. Elle se change à la longue en éther iodhydrique.

La *teinture de potasse* des officines se prépare en faisant digérer un mélange de 1 partie d'hydrate de potasse et 6 parties d'alcool absolu. Elle est d'un brun clair, et devient de plus en plus foncée, par suite de la décomposition que la potasse exerce sur l'alcool: il se produit de la résine d'aldéhyde, de l'acide formique, et de l'acide acétique.

La *teinture (gouttes) d'Hoffmann* s'obtient en mélangeant 5 parties d'alcool absolu avec 1 partie d'éther. Ses propriétés sont analogues à celles de l'éther.

La *teinture tonique de Bestuscheff* (gouttes d'or de Lamotte), remède longtemps tenu se-

cret, se prépare de la manière la plus simple, en agitant 1 partie de perchlorure de fer cristallisé avec 4 parties d'éther, et en séparant les deux couches de liquide qui se forment. On mêle ensuite la solution étherée de perchlorure de fer avec 2 parties d'alcool, et on expose le mélange à la lumière du soleil dans des vases de cristal étroits et longs, jusqu'à ce que la liqueur se décolore. Cette liqueur contient du perchlorure de fer, de l'éther, de l'alcool, un peu d'éther chlorhydrique, et probablement aussi de l'aldéhyde.

TÉKORÉTINE. Matière cristalline, obtenue par M. Steenstrup en épuisant par l'alcool bouillant les débris de conifères des tourbières du Danemark. Elle avait été confondue avec la schécrite jusqu'au moment où M. Forchhammer la soumit à un nouvel examen, dont voici les résultats :

La tékorétine est incolore; elle cristallise en gros prismes, fond à 43°, bout environ à la même température que le mercure, et distille sans altération. Sa densité, à 11°, 23, est de 1,008; mais comme elle se dilate plus que l'eau, elle vient surmarger ce liquide quand on l'y chauffe. Elle est insoluble dans l'eau, fort soluble dans l'éther, peu soluble dans l'alcool froid, plus soluble à la température de l'ébullition. On peut la distiller sur du potassium sans l'altérer: elle ne renferme donc pas d'oxygène.

On pourrait envisager cette substance comme une combinaison d'hydrogène avec l'essence de térébenthine, et représenter sa composition par $C^{10}H^8 + H$. Mais cette formule présente peu de probabilité, car on sait qu'en faisant passer du chlore dans l'essence de térébenthine, il se produit une certaine quantité d'acide chlorhydrique aux dépens de l'hydrogène de l'essence; acide qui donne alors, avec une autre portion d'essence, du camphre artificiel. La tékorétine ne donne pas, dans les mêmes circonstances, du camphre artificiel; elle est donc probablement une combinaison directe des éléments qu'on y a trouvés.

Le chlore, en agissant sur la tékorétine, forme différents produits chlorés, en donnant en même temps de l'acide chlorhydrique. Il se produit un mélange de matières où chaque atome d'hydrogène enlevé est remplacé par son équivalent de chlore. Ce mélange étant peu fusible, il est très-difficile de le saturer de chlore d'une manière complète.

TÉLÉGRAPHE. (Du τελέος, fin (distance?), et γραφή, j'écris.) Les anciens Perses paraissent avoir eu les premiers l'idée de transmettre des nouvelles importantes par des signaux établis de distance en distance. Des flambeaux ou des colonnes de feu étaient depuis longtemps employés par différents peuples de l'Asie, pour signaler l'approche de l'ennemi. C'est ainsi que les Nabaléens, peuple de l'Arabie Pétrée, firent en un instant connaître à leur tribu la marche d'un des lieutenants d'Antigone. (Diodore de Sicile, livre XIX, chap. 97.) Au XVI^e siècle, J. B. Porta émit

la pensée d'un véritable système télégraphique. Le célèbre physicien de Naples annonça que, pour transmettre des nouvelles à de grandes distances dans très-peu de temps, il serait bon de se servir de certains signes placés sur des tours élevées ou sur des montagnes, et que ces signes, ingénieusement combinés entre eux, pourraient tenir lieu de toutes les lettres de l'alphabet. « Ces signes, ajoute Porta (*Magia naturalis*, lib. XVI, de Ziferis, p. 238, édit. Neapol., 1329), pourraient être au nombre de quatre; le premier, montré une fois, représenterait la lettre A, deux fois B, trois fois C, et ainsi de suite jusqu'à sept fois; le deuxième signe, montré une fois, correspondrait à la huitième lettre de l'alphabet, H, deux fois I, etc., et ainsi des autres signes. » Ce système si ingénieux ne fut exécuté, avec diverses modifications, que vers la fin du XVIII^e siècle; c'est en France qu'il reçut sa première application, sous le nom de *télégraphie*. Tout le monde fut frappé de ce spectacle nouveau; des dépêches étaient transmises de Paris aux points les plus éloignés de la France avec une vitesse bien supérieure à celle du son. C'était une brillante conquête sur le temps et l'espace.

Mais le télégraphe ne peut fonctionner que le jour, et dans de certaines conditions atmosphériques qui n'altèrent pas la transparence de l'air. Frappés de cet inconvénient, plusieurs physiciens songèrent à prendre le fluide électrique pour base de la télégraphie.

Déjà, en 1774, le Sage établit à Genève un télégraphe électrique, composé de vingt-quatre fils métalliques, séparés les uns des autres et plongés dans une matière isolante. Chaque fil correspondait à un électromètre particulier, formé d'une petite balle de sureau suspendue à un fil. En mettant une machine électrique en communication avec tel ou tel de ces fils, la balle de l'électromètre qui y correspondait était repoussée, et le mouvement désignait la lettre de l'alphabet ou le signal conventionnel quelconque que l'on voulait transmettre.

Dans la relation du voyage qu'Arthur Young fit en France pendant l'année 1787, on trouve la description d'une expérience de télégraphie électrique faite par M. Lomond, qui employait, pour représenter différents signes, les degrés de divergence de l'électromètre. Voici comment s'exprime A. Young: « M. Lomond a fait une découverte remarquable dans l'électricité. Vous écrivez deux ou trois mots sur du papier; il les prend avec lui dans une chambre, et tourne une machine dans un étui cylindrique, au haut duquel est un électromètre, avec une jolie petite balle de moelle de plume; un fil d'archal est joint à un pareil cylindre et électriseur dans un appartement éloigné; et sa femme, en remarquant les mouvements de la balle qui y correspond, écrit les mots qu'ils indiquent, d'où il paraît qu'il a formé un alphabet du mouvement. Comme la longueur du fil d'archal ne fait aucune diffé-

rence sur l'effet, on pourrait entretenir une correspondance de fort loin: par exemple, avec une ville assiégée, ou pour des objets beaucoup plus dignes d'attention, ou mille fois plus innocents. »

Reiser, en Allemagne, proposa, en 1791, d'éclaircir à distance, au moyen d'une décharge électrique, les diverses lettres de l'alphabet, que l'on aurait découpées d'avance sur des carreaux de verre recouverts de bandes d'étain, l'étincelle électrique devait se transmettre par autant de fils renfermés dans des tubes de verre qu'il y avait de lettres.

On lit, dans la *Gazette de Madrid* du 23 novembre 1796: « Le prince de la Paix, ayant appris que M. D. F. Salva avait lu à l'Académie des sciences un mémoire sur l'application de l'électricité à la télégraphie, et présenté en même temps un télégraphe électrique de son invention, a voulu l'examiner, et, charmé de la promptitude et de la facilité avec lesquelles il fonctionnait, il l'a fait voir au roi et à la cour; lui-même l'a fait fonctionner. A la suite de cette expérience, l'infant don Antonio a voulu faire un autre télégraphe plus complet, et s'est occupé de calculer quelle force d'électricité il faudrait pour se servir du télégraphe à diverses distances, soit sur terre, soit sur mer. »

Dans tous ces essais, on employa comme agent l'électricité statique, développée par le frottement, et dégagée par les machines électriques ordinaires: or, l'emploi d'un agent si inconstant, si inégal et si difficile à mesurer, est réellement chimérique, au moins sur une grande échelle.

La découverte du fluide électrique à courant continu (*pile de Volta*) ouvrit une ère nouvelle.

Schœnerring proposa en 1811, dans une des séances de l'Académie de Munich, un plan complet de télégraphie, fondé sur l'emploi, comme moyen indicateur, de la décomposition de l'eau par la pile. Voici la description abrégée de son appareil:

Sur le fond d'un vase de verre reposant sur un pied, il fixa trente-cinq pointes d'or, que l'on désigna en partie par les vingt-cinq lettres de l'alphabet allemand, en partie par les dix chiffres de 0 à 9. Chacune de ces trente-cinq pointes se prolongeait suivant un conducteur en cuivre, terminé par un petit cylindre de laiton; au milieu du petit cylindre se trouvait une rainure destinée à recevoir un petit crochet, auquel pouvaient se fixer les fils qui devaient unir la pointe correspondante avec le pôle positif ou négatif de la pile. Les trente-cinq cylindres étaient fixés, comme les pointes d'or du vase, sur un support particulier; de telle sorte que les deux extrémités de chacun des deux conducteurs correspondaient à la même lettre ou au même chiffre. Si, maintenant, on mettait l'appareil convenablement disposé dans le circuit d'une pile électrique, on voyait aussitôt des bulles de gaz appa-

aux deux pointes qui correspondent aux deux petits cylindres auxquels sont fixés les fils conducteurs de la pile. Tout étant disposé comme l'auteur l'indique, il se formait de l'hydrogène à l'une des pointes et de l'oxygène à l'autre. Il est évident que l'on pouvait ainsi désigner à distance toute lettre qu'on voulait. Il est à remarquer que l'on indiquait à la fois deux lettres : Scummerring admettait que l'hydrogène le plus abondant des deux gaz désignait la première, et l'oxygène la seconde. Quand on devait transmettre simultanément deux fois la même lettre, on avait recours au zéro. Ainsi *neuni* se transmettrait *ne-NO ni*. Pour indiquer la fin d'un mot, on recourait au chiffre 1, que l'on aurait pu remplacer par une croix.

En 1819, Oersted découvrit que l'aiguille d'une boussole placée au-dessus ou au-dessous d'un circuit voltaïque ayant la même direction, c'est-à-dire, circulant du sud au nord, se déviait de sa position normale, et tendait à se mettre en croix avec le courant. Il constata en outre le phénomène suivant : Au-dessus de l'aiguille, le courant dévie le pôle austral à l'occident, quand il vient lui-même du sud au nord; et il le dévie à l'orient, quand il vient au contraire du nord au sud. Quand le courant passe au-dessous de l'aiguille, les effets sont précisément inverses, c'est-à-dire que le pôle austral est poussé à l'orient quand le courant va du sud au nord, et poussé à l'occident quand il vient du nord au sud.

Peu de temps après, Schweigger tenait le moyen de rendre la découverte d'Oersted beaucoup plus sensible à l'aide d'un instrument connu sous le nom de *multiplicateur*. Le télégraphe de Scummerring pouvait par là se simplifier beaucoup. Fechner entrevit presque aussitôt cette possibilité, qui n'échappa pas non plus à Ampère.

Voici comment ce dernier s'en explique dans un mémoire présenté à l'Académie royale des sciences le 2 octobre 1820 (*Annales de physique et de chimie*, t. XV, p. 72) : « On pourrait, au moyen d'autant de fils conducteurs et d'aiguilles aimantées qu'il y a de lettres, et en plaçant chaque lettre sur une aiguille différente, à l'aide d'une pile placée loin de ces aiguilles, et qu'on ferait communiquer alternativement par ses deux extrémités à celles de chaque conducteur, former une sorte de télégraphe propre à écrire tous les détails qu'on pourrait transmettre, à travers quelques obstacles que ce soit, à la personne chargée d'observer les lettres placées sur les aiguilles. En établissant sur la pile un clavier dont les touches porteraient les mêmes lettres, et établissant la communication par leur abaissement, ce moyen de correspondance pourrait avoir lieu avec assez de facilité, et n'exigerait que le temps nécessaire pour toucher d'un côté et lire de l'autre chaque lettre. » C'était évidemment l'idée de Scummerring modifiée, ainsi que M. Arago le fit observer lors de la lecture du mémoire,

Le télégraphe de M. Steinheil, construit en 1837, est une application des découvertes successives et fondamentales d'Oersted, de Faraday, et du multiplicateur de Schweigger. Il en est de même des essais tentés par MM. Morse, Amyot, Masson, Bréguet, etc. Enfin, le 12 juin 1837, M. Wheatstone prit la première patente du système électro-télégraphique de son invention. Il le perfectionna en 1840. Une note insérée dans les comptes-rendus de l'Académie de Bruxelles (t. VII, deuxième partie, p. 151 et 152) est ainsi conçue :

« Les nouveaux appareils, beaucoup plus simples que ceux que M. Wheatstone avait imaginés d'abord, transmettent les signaux avec la rapidité de la pensée, puisque, dans l'espace d'une seconde, ils pourraient faire six à sept fois le tour du globe. D'une autre part, leur volume est si peu considérable, que l'appareil qui donne les signaux, celui qui les reçoit, et la pile galvanique qui fournit la force motrice, peuvent être renfermés sans peine dans une caisse de moins d'un demi-mètre cube : leur prix ne s'élève pas au delà de 25 livres sterling. Deux cadrans circulaires, placés aux deux stations extrêmes, et mis en rapport au moyen de deux fils conducteurs isolés, portent les diverses lettres de l'alphabet. En amenant successivement les lettres devant un indicateur, au moyen du cadran d'où partent les signaux, on fait que ces mêmes lettres se reproduisent instantanément devant un indicateur semblable, sur le cadran où les signaux sont reçus. Trente lettres au moins peuvent être transmises par minute, de manière que l'on fait immédiatement la lecture des mots.

« Lorsque les signaux vont être transmis, on a soin, pour appeler dans la station opposée l'attention des personnes qui doivent faire les lectures, de faire sonner un timbre ou alarme. M. Wheatstone a trouvé un moyen très-ingénieux pour faire sonner à volonté, même la cloche la plus forte. Si le fil conducteur vient à se rompre, il fait reconnaître par un appareil très-simple l'endroit où la rupture a eu lieu, lors même que le fil se trouverait caché sous le sol. Une longue expérience lui a fourni toutes les ressources nécessaires pour surmonter tous les inconvénients qui peuvent résulter de l'établissement de ces télégraphes, qui du reste fonctionnent déjà en Angleterre depuis plusieurs années, sur des étendues plus ou moins longues de chemin de fer.

« On sera sans doute charmé d'apprendre que l'auteur a trouvé le moyen de transmettre les signaux entre l'Angleterre et la Belgique, malgré l'obstacle de la mer.

« Sous le point de vue scientifique, les résultats qu'on peut recueillir des télégraphes électriques de M. Wheatstone sont immenses. Ainsi, pour les localités par où passera la ligne télégraphique, la détermination des longitudes, l'une des opérations les plus délicates de l'astronomie pratique, n'offrira plus la méan-

dre difficulté. D'une autre part, d'après une disposition particulière, une pendule peut donner l'heure à toute une maison, à toute une ville, même à tout un pays. Les pendules auxiliaires qui marquent les heures, les minutes et les secondes aux mêmes instants que la pendule régulatrice, ne se composent que d'un seul cadran; aussi M. Wheatstone les nomme *squelettes de pendules*, et il estime leur prix à une ou deux livres sterling. L'auteur compte aussi employer ses procédés pour mesurer, avec une précision qu'il croit pouvoir porter à un centième de seconde, la vitesse des projectiles. Il serait difficile de limiter les applications auxquelles se prêteront les ingénieurs appareils de M. Wheatstone. »

Le télégraphe de M. Wheatstone, alors même qu'il était encore dans l'enfance, rendait des services éminents, et fonctionnait d'une manière pleinement satisfaisante. Il fut employé sous sa première forme de télégraphe à aiguilles, et pendant un temps plus ou moins long, sur les chemins de fer de Great-Western à Blackwall, de Manchester à Leeds, d'Édimbourg à Glasgow, de Norwich à Yarmouth, de Dublin à Kingstown. Nous citerons, comme second exemple, l'application du télégraphe perfectionné au plan incliné d'Aix-la-Chapelle. Le service de cette portion de chemin de fer ne demandait qu'un petit nombre de signaux; on pouvait se dispenser sans aucun inconvénient d'employer l'alphabet entier du télégraphe complet, et limiter l'appareil à six signaux élémentaires. On a donc écrit sur le cadran ces six caractères: *M, S, C, T, B, +* initiales des mots qui expriment en allemand *machine, corde, train, telegraphe*, etc. Le cadran avait huit pouces de diamètre, et les caractères étaient assez saillants pour qu'on pût les lire facilement à une grande distance: l'aiguille, qui devait être très-légère et conserver toujours sa forme première, était de mica noirci. La croix était destinée à indiquer l'état de repos de l'instrument; il ne restait donc que cinq caractères utiles, lesquels, combinés deux à deux, donnaient vingt-cinq signaux, nombre amplement suffisant pour le service du plan incliné. On avait établi en règle invariable que chaque signal serait composé de deux lettres suivies de la croix. Dès lors, si le télégraphe venant à agir d'une manière irrégulière, la position finale de l'aiguille ou index marquait, non la croix, mais un autre caractère, ce seul fait indiquait que les signaux précédents étaient fautifs. S'il arrivait donc, par un accident quelconque, que le signal reçu ne s'accordât pas avec le signal transmis, il ne pouvait en résulter aucune méprise, aucun malentendu, parce que chaque dépêche porte avec elle-même son contrôle, ou la manifestation de l'erreur commise. L'instrument était muni d'un mécanisme très-simple, à l'aide duquel on pouvait amener l'aiguille immédiatement devant une lettre quelconque sans lui faire parcourir tout le cir-

cuit. Comme il peut arriver qu'il faille transmettre un signal permanent ou qui persiste jusqu'à ce qu'une personne vienne le regarder, on peut employer pour cet objet la simultanéité des cinq caractères élémentaires. L'appareil, à chaque station, se composait d'un télégraphe, d'un réveil ou alarme, et d'un commutateur destiné à changer la direction des courants. On pouvait disposer le circuit de manière à atteindre divers buts, sans qu'il fallût pour cela d'autres modifications qu'un changement dans la disposition des fils extrêmes et leur liaison avec le commutateur. Dans une certaine disposition, les télégraphes fonctionnaient tous simultanément dès que l'un des commutateurs était en action. On pouvait ainsi tout arranger de manière que l'instrument d'une station ne fonctionnât qu'autant qu'il était en communication directe avec l'appareil d'une autre station. Cette dernière disposition est en général préférable, parce que, par ce moyen, on se débarrasse d'une résistance inutile. Ce télégraphe, alors même qu'on eût employé toutes les lettres de l'alphabet, n'aurait exigé qu'un fil.

Dès le commencement de 1842, M. White-stone avait établi à Berlin deux de ses télégraphes. La ligne de communication était un simple fil métallique, supporté en plein air par des poteaux de bois; des plaques de métal, attachées aux extrémités du fil, complétaient le circuit. Le succès de ces appareils fut complet.

Dans cette même année, le célèbre professeur établit une correspondance électrique entre King's-College et Slat-Tower, sur la rive opposée de la rivière. Le fil conducteur s'étendait le long des parapets de Somerset-house, du pont de Waterloo, et de la au sommet de la Tour, où l'un des télégraphes était placé. De là le fil descendait, et se terminait par une plaque de zinc plongée dans la vase de la rivière; une plaque semblable, attachée à l'extrémité du fil de l'autre côté de la rivière, plongeait aussi dans l'eau, de telle sorte que le circuit était ainsi complété par la largeur entière de la Tamise. C'était une modification importante en apparence; et cependant la correspondance fut aussi ponctuellement, aussi fidèlement transmise, que si le courant était revenu par le gros fil de cuivre.

Rappelons à ce sujet quelques faits curieux. Au mois de janvier 1844, un assassinat fut commis à Salt-Hill; et l'assassin, s'étant rendu immédiatement à Slough, y prit une place pour Londres, dans le convoi du chemin de fer qui passait à 7 heures 42 minutes du soir. La police, avertie du crime, était déjà à la poursuite du coupable. Elle arriva à Slough presque au moment où le convoi devait arriver à Londres. Mais le télégraphe électrique fonctionnait. Aussitôt on envoya à Paddington la dépêche suivante: « Un meurtre vient d'être commis à Salt Hill. L'individu soupçonné d'être l'auteur de ce crime a été vu prenant un billet

de voiture de première classe. » Trois minutes après, la réponse suivante arrivait à Slough : « Le convoi vient d'arriver un individu répondant sous tous les rapports au signalement donné par le télégraphe est sorti du compartiment désigné. Il est arrêté. »

Il y a peu de temps, un convoi du chemin de fer avait apporté à Norwich la nouvelle de la chute du pont suspendu de Yarmouth. Qu'un juge de l'inquiétude et de l'effroi des habitants ; ils avaient presque tous leurs enfants en pension à Yarmouth. Ils courent en foule à la station du chemin de fer, demandant à grands cris des nouvelles de leurs enfants : « Tous les enfants sont sauvés, » dit le télégraphe électrique.

Ce n'est que tout récemment qu'on a fait en France des expériences avec les télégraphes électriques. Beaucoup de physiciens habiles se sont occupés de cette question importante, qui n'a pas encore été complètement résolue.

TÉLÉRYTHRINE. L'érythrine (amère) semi-fluide étant exposée pendant plusieurs mois à l'air se change graduellement en une masse de cristaux granulaires très-déliés, et d'une couleur jaune brunâtre. Ces cristaux sont très-solubles dans l'eau, et peu solubles dans l'alcool ; ils sont insolubles dans l'éther, neutres au papier réactif, et forment avec les oxydes métalliques des combinaisons presque blanches. Ils constituent la *telyrythrine*, dont la composition est représentée par la formule : $C_{44}H_{12}O_{19}$ (Kane).

TÉLESCOPE. (De $\tau\acute{\epsilon}\lambda\omicron\varsigma$, fin (distance ?), et $\sigma\chi\omicron\pi\acute{\epsilon}\omega$, je discerne). On donne ce nom à un instrument d'optique destiné à l'observation des astres ou des objets très-éloignés. La pièce essentielle de cet instrument est un grand miroir concave métallique qui est tourné vers l'objet, et qui en donne une image réelle et renversée. Galilée, Kepler, Descartes, Gregory, Huyghens, Newton et Herschel, ont porté le télescope au point de perfection où il est aujourd'hui.

TELLURE. Synonyme : *Sylvan*. Le tellure est un corps simple, d'un blanc bleuâtre, friable, et à cassure lamelleuse. Sa densité est 6,23. Il fond environ vers 300°. Chauffé un peu au-dessous de son point de fusion, au contact de l'air il brûle avec une flamme bleue, en répandant des vapeurs douées d'une odeur de raifort très-piquante. Cette odeur tient à la présence du sélénium, avec lequel le tellure, comme le soufre, se trouve ordinairement combiné. Chauffé davantage, il se volatilise, et peut se condenser ensuite sous forme cristalline. On le distille facilement à l'aide d'un courant d'hydrogène. On connaît deux combinaisons de l'oxygène avec le tellure : l'acide tellureux et l'acide tellurique. Le tellure se dissout, comme le soufre, dans l'acide sulfurique concentré. La dissolution est d'un rouge purpurin ; en y ajoutant de l'eau, on en précipite le tellure. Il se combine en deux proportions avec le chlore, et donne naissance à un perchlorure

blanc cristallin, et à un protochlorure noir, répandant, par l'action de la chaleur, des vapeurs violettes. Il donne, avec les métaux, des tellures analogues aux sulfures et aux sélénures.

La formule du tellure est $Te = 201,760$.

Le tellure est peu répandu dans la nature. Isomorphe avec le soufre et le sélénium, il accompagne ces corps dans leurs combinaisons avec le fer, le cuivre, le plomb (en Transylvanie) et le bismuth (à Schemnitz en Hongrie). On le rencontre également dans quelques mines d'or et d'argent.

Comme le soufre, on prépare le tellure par voie de sublimation. On en facilite la distillation à l'aide d'un courant d'hydrogène. Il faut opérer à l'abri du contact de l'air. Si le tellure est mêlé de soufre, ce dernier se volatilise longtemps avant le tellure, de manière que la séparation en est facile.

Le tellure a été découvert par Müller de Reichenstein, en 1782.

L'analogie entre le soufre et le tellure se maintient aussi dans les composés organiques. En effet dans ces combinaisons, le tellure peut, à la manière du soufre, remplacer l'oxygène.

On obtient aisément le *tellure d'éthyle* en distillant une solution aqueuse de sulfate d'oxyde d'éthyle et de baryte, avec du tellure de sodium. Pour empêcher autant que possible que ce dernier ne s'oxyde à l'air, on le porte à l'état brut, tel qu'il a été préparé par la calcination du tellure ou du tellure de bismuth avec un mélange de carbonate de soude et de charbon) dans l'appareil distillatoire, qui contient déjà le sel d'éthyle, et qu'on a préalablement chauffé. Le tellure d'éthyle passe alors avec les vapeurs d'eau ; au commencement, la masse se boursoufle beaucoup.

Le tellure d'éthyle est un liquide rouge jaunâtre foncé, à peu près de la couleur du brôme, seulement plus clair ; il est plus pesant que l'eau, et ne s'y dissout qu'en quantité fort peu sensible. Il possède une odeur très-forte, nauséabonde et persistante, qui participe à la fois de celle du sulfure d'éthyle et de l'hydrogène telluré ; il paraît également être fort venéneux. Son point d'ébullition est au-dessous de + 100°. Il s'enflamme facilement, et brûle avec une flamme blanche, lumineuse et bleu-clair sur les bords, en répandant des vapeurs d'acide tellureux, blanches et épaisses.

On peut très-bien le conserver sous l'eau. À l'air, il se couvre d'une pellicule d'abord jaunâtre, puis blanche, et se transforme enfin entièrement en une masse blanche, terreuse.

À la lumière solaire directe, il répand immédiatement des nuages, en s'oxydant plus rapidement ; cependant, même dans l'oxygène pur, l'action n'est pas assez énergique pour qu'il y ait inflammation spontanée. L'acide nitrique l'attaque avec violence, en dégageant du bioxyde d'azote. Si l'on ajoute de l'acide

chlorhydrique à la dissolution, il s'en sépare des gouttelettes oléagineuses, incolores et pesantes, dont la nature n'a pas encore été examinée.

D'après la formule de l'éther, le tellure d'éthyle devrait contenir 68,55 p. c. de tellure. L'analyse en a donné 68,75. En effet, 0,560 gr. de tellure d'éthyle, dissous dans l'acide nitrique, et, après une addition d'acide chlorhydrique, complètement décomposés par une chaleur prolongée, ont donné par la réduction, au moyen de l'acide sulfureux, 0,503 gr. de tellure sèche dans le vide. C'est donc un monotellure d'éthyle = C_2H_5O , qui, en centièmes, se compose de :

carbone,	26,14
hydrogène,	3,55
tellure,	68,55
	100,00

Le bitellure contiendrait 31 p. c. de tellure. (Wohler, *Revue scientifique*, année 1850.)

TELLUREUX (Acide). Synonyme : *Oxyde de tellure*. L'acide tellureux est solide, blanc. Un peu au-dessous de la chaleur rouge, il fond et bientôt se volatilise. Il paraît présenter deux modifications isomériques : l'une peu soluble dans l'eau, et à propriétés acides presque nulles ; l'autre, assez soluble dans l'eau, et chassant l'acide carbonique des carbonates alcalins, pour former des tellurites cristallisables.

Ceux-ci, mis en contact avec l'acide sulfureux, donnent un précipité blanc de tellure. 100 parties d'acide tellureux se composent de :

80,2121	de tellure,
19,7879	d'oxygène.

Sa formule est : TeO_2 , analogue à celle de l'acide sulfureux.

En brûlant le tellure au contact de l'air, on obtient l'acide tellureux, comme on obtient, avec le soufre, l'acide sulfureux.

Tellurites. Ces sels sont peu stables, très-peu connus, et probablement isomorphes avec les sulfites.

TELLURHYDRIQUE (Acide). Synonymes : *Acide hydrotellurique* ; *Hydrogène tellure*. L'acide tellurhydrique est un gaz incolore, rappelant l'odeur du gaz acide sulfhydrique, avec lequel il a beaucoup d'analogie. Sa dissolution aqueuse est d'un rouge pâle. Il est inflammable, et brûle avec une flamme bleuâtre. Il rougit faiblement la teinture de tournesol. Ses propriétés acides sont peu prononcées. Sa dissolution aqueuse, exposée à l'air, laisse déposer du tellure. En brûlant, il donne de l'acide tellureux et de l'eau. Il est décomposé par le chlore. Lorsque l'acide tellurhydrique est en excès par rapport au chlore, il se forme un perchlore de tellure blanc, qui se précipite. Le soufre le décompose à l'aide de la chaleur, en le transformant en persulfure noir. Il précipite plusieurs sels métalliques, en donnant naissance à des tellures généralement noirs.

On prépare l'acide tellurhydrique en traitant un tellure (de fer, de potassium) par un acide fort.

L'acide tellurhydrique se compose, comme les acides sulfhydrique et sélénhydrique, d'un équivalent de soufre et d'un équivalent (2 volumes) d'hydrogène. Sa formule est : TeH_2 ; Te étant l'équivalent du tellure = 301,76.

TELLURIQUE (Acide). L'acide tellurique est solide. Il paraît présenter deux modifications isomériques, comme l'acide tellureux. Dans l'une de ces modifications, il est sous forme de beaux prismes hexaèdres, terminés par une pyramide quadrilatère. Ces cristaux contiennent de l'eau, qu'ils perdent seulement au delà de 100° ; et alors l'acide présente une autre modification isomérique, dans laquelle il a l'aspect d'une poudre jaune orangée, insoluble dans l'eau. Soumis à une température élevée, comme l'acide sulfurique, il se décompose en oxygène et en acide tellureux. Avec les bases, il forme des tellurates qui, étant chauffés, se décomposent en oxygène et en acide tellureux.

On obtient l'acide tellurique en traitant le tellure convenablement par l'acide nitrique.

L'acide tellurique contient 1 équivalent d'oxygène de plus que l'acide tellureux. Sa formule est : TeO_3 , tout à fait analogue à celle de l'acide sulfurique SO_3 .

Tellurates. Ces sels sont peu connus, et isomorphes avec les sulfates. Ils se décomposent, par la chaleur, en oxygène et en acide tellureux.

TEMPÉRATURE. La température est mesurée au moyen d'un instrument appelé **THERMOMÈTRE**. (Voyez **THERMOMÈTRE**). On nomme *température moyenne d'un jour* la moyenne des deux températures *maximum* et *minimum* de la journée. La *température moyenne d'un mois* est la somme des températures moyennes de tous les jours du mois, divisée par le nombre de ces jours. La *température moyenne de l'année* est la somme des températures moyennes des douze mois, divisée par 12.

L'observation tend à démontrer que tous les climats sont stables, et que les vicissitudes de température ne sont que des oscillations plus ou moins étendues. Dans les climats où les observations de plusieurs années successives donnent des moyennes très-différentes, il faut un grand nombre d'années pour obtenir une température moyenne qui approche de la vérité. S'il arrive, par exemple, que la plus grande différence entre les moyennes de vingt années consécutives s'élève jusqu'à 2° , on pourra supposer, avec quelque probabilité, que cent années d'observations donneront une moyenne qui sera encore en erreur de $\frac{1}{100}$ de degré ou de $\frac{1}{20}$ de degré. Au contraire, si la plus grande différence entre ces moyennes ne s'élève qu'à 1° , on pourra supposer que cent années d'observations donneront une moyenne

dont l'erreur ne dépassera pas $\frac{1}{100}$ de degré. (Pouillet). *Voyez* les beaux travaux de M. de Humboldt sur les lignes isothermes (*Mémoires de la Société d'Arcueil*, tome III).

La température décroît à mesure que l'on s'élève dans l'atmosphère. C'est pourquoi on voit, même dans la zone torride, des neiges éternelles sur des montagnes très élevées. M. de Humboldt a fait sous l'équateur une série d'observations intéressantes, dont voici les principaux résultats :

Hauteur.	Température moyenne,
0 mètres	27,3
1000	21,8
2000	16,1
3000	11,5
4000	7,
5000	6,4.

Dans les régions équatoriales, la moyenne d'élévation est de 200 mètres pour chaque degré d'abaissement du thermomètre : dans nos climats, elle est d'environ 170 à 180 mètres.

La température dans les couches terrestres a soulevé bien des discussions et fait naître de nombreuses hypothèses. M. Saigey a publié sur ce sujet une notice intéressante (*Revue scientifique*, année 1831), dont nous allons faire connaître les points les plus saillants.

« Les géomètres qui à l'exemple de Fourier, ont résolu le problème de la propagation de la chaleur centrale du globe, ont admis, pour plus de simplicité, que la masse du globe était homogène et solidifiée, au moins dans les couches superficielles. En conséquence, ils n'ont tenu compte ni de l'air ni de l'eau qui en baignent la surface, et qui pénètrent plus ou moins au-dessous.

« Cependant, il est aisé de voir que la loi suivant laquelle la température croît avec la profondeur est toute différente, suivant que la surface du corps solide sera ou non recouverte d'un fluide liquide ou gazeux, surtout si ce fluide pénètre dans les pores de la matière solide.

« Pour calculer la propagation de la chaleur à travers des couches perméables aux fluides en question, il faut prendre en considération les déplacements que ces fluides subissent toutes les fois que leur densité vient à diminuer lorsque la profondeur augmente. Si, dans ce cas, l'effet de propagation dans les parties solides est très-inférieur à l'effet produit par les agitations du fluide, c'est ce fluide qui réglera la loi de propagation de la chaleur, et non la couche solide du globe ; on, du moins, la conductibilité et la capacité calorifique de cette couche y aura peu de part.

« Or, il arrive que la communication de la chaleur se fait avec une lenteur extrême à travers les masses terreuses et pierreuses ; tandis qu'elle s'opère avec une grande vitesse à l'aide des mouvements verticaux d'un fluide chauffé par le bas.

« Ainsi, étant donnée une couche poreuse imbibée d'eau, l'accroissement de tempera-

ture sera à peu près celui qui convient à l'équilibre d'une masse fluide, pour laquelle la dilatation ne peut dépasser la compression. Si la colonne liquide n'était nullement obstruée, tout en ayant un diamètre suffisant, l'accroissement de température pourrait être exactement calculé dans le cas bien entendu on les parois fournissent une quantité surabondante de chaleur. Et telle est la source de l'erreur commise dans les observations faites au fond des puits artésiens.

« Mais ce n'est pas seulement l'eau qui pénètre dans les couches du globe : l'air, par sa pression, et en l'absence de toute capillarité, s'est propagé fort avant dans la terre. En creusant le sol, on n'a jamais rencontré de cavités qui, venant à être ouvertes, aient produit des explosions provenant d'une diminution ou d'un accroissement de pression originnaire. En général, les couches sédimenteuses du globe sont imprégnées d'air ; ce fluide circule dans les fissures des roches plus compactes et cristallines ; ses mouvements sont lents, il est vrai, et d'autant plus lents que les passages sont plus étroits ; mais enfin la pression atmosphérique s'y fait sentir, et les variations barométriques observées à la surface sont nécessairement accompagnées de variations au-dessous de cette surface ; d'où résulte, soit la sortie, soit l'introduction d'une certaine quantité d'air, et en général un déplacement plus ou moins considérable de ce fluide intérieur.

« Plusieurs variations barométriques ont été attribuées à l'air souterrain. Si celui-ci se déplace peu dans un jour, ses déplacements seront marqués, plus nombreux, dans le cours d'une année, d'un siècle, d'une période géologique.

« Si donc la propagation de la chaleur centrale, dans les couches solides du globe, était plus rapide que ne le permet l'équilibre de l'atmosphère, tellement que, la chaleur croissant très-vite avec la profondeur, la compression de l'air ne pût détruire la dilatation, il y aurait ascension de l'air chaud, exhalation de cet air, introduction d'un air plus froid, qui, à son tour, serait expulsé, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'il y eût compensation entre l'effet de conductibilité des couches solides pour la chaleur centrale, et l'effet de déperdition par les agitations de l'air.

« Si ce lavage du globe par l'atmosphère est réel, l'accroissement de chaleur dans les couches terrestres sera déterminé principalement par l'air, et pourra être fort différent de l'accroissement de chaleur dans les couches plus centrales, où ce fluide ne pénètre point.

« Or, il ne suffit pas que le phénomène en question soit possible ; il faut de plus qu'il se trouve réalisé, non pas d'une façon approximative et grossière, à la manière des géologues théoriciens, mais par un calcul positif. En d'autres termes, connaissant la dilatation de l'air et admettant la loi de Mariotte, il faut qu'on puisse en déduire l'accroissement de

chaleur dans les couches superficielles du globe; et c'est ce que nous allons essayer de faire.

« D'après l'Annuaire du Bureau des longitudes, le mercure pèse 10566 fois plus que l'air, à 0 de température et 0,76 de pression. Les expériences de Proust ont donné 10100 fois. En prenant 10,100 fois, on ne s'écartera pas beaucoup de la vérité. De là, il résulte que la colonne atmosphérique, à 0 degré et 0,76 de pression, aurait pour longueur le produit de 0,76 par 10100, ou environ 7900 mètres, si cette colonne avait partout la même pression et la même température.

« Soient a le coefficient de la dilatation des gaz, t la température de l'air à la surface du globe, x le nombre de mètres qu'aurait une colonne d'air susceptible, par sa pression, de contrebalancer la dilatation pour un degré. L'unité de volume d'air, qui passerait de t à $t + 1$, éprouverait une dilatation exprimée par

$$\frac{1 + a(t + 1)}{1 + at} - 1.$$

« D'un autre côté, ce même volume, chargé d'abord par la colonne 7900 ($1 + at$), puis par la colonne 7900 ($1 + at$) $\div x$, subirait une compression exprimée par

$$\frac{7900(1 + at) + x}{7900(1 + at)} - 1$$

« Si l'on égale ces deux effets, de dilatation et de compression, il viendra, toutes réductions faites,

$$x = 7900 a.$$

« D'après M. Gay-Lussac, on aurait :

$$a = 0,00573, \text{ d'où } x = 29,6 \text{ mètres;}$$

et, d'après les nouvelles expériences de Rudberg

$$a = 0,00563, \text{ d'où } x = 28,8 \text{ mètres.}$$

« Cela veut dire que, si l'on faisait dans la terre un trou de 28,8 mètres ou de 29,6 mètres, et que ce trou fût assez large pour que la pression de l'air pût s'y faire sentir, l'accroissement de température y serait précisément d'un degré, quand bien même l'accroissement de température dans le sol environnant serait plus rapide. En termes plus précis, la température moyenne du fond de ce trou serait d'un degré plus élevée que la température moyenne à la partie supérieure.

« Cherchons donc un trou de 28 à 29 mètres : l'Observatoire royal de Paris nous offre une cave qui semble faite tout exprès; et depuis un demi-siècle on descend et remonte les marches qui conduisent à cette profondeur de 28 mètres, pour s'assurer que l'accroissement de température est bien d'un degré centésimal; tellement que depuis cinquante années on mesure ainsi la dilatation de l'air, croyant mesurer la chaleur du globe.

« Mais dans les couches terrestres, où les mouvements de l'air sont plus gênés, l'accroissement de température est de 26 à 27 mètres,

c'est-à-dire de 2 à 3 mètres plus rapide. Ainsi l'accroissement réel est compris entre l'accroissement qui a lieu dans l'air libre, et l'accroissement qui aurait lieu dans les couches solides en l'absence de l'air, c'est-à-dire dans les couches où l'air ne pénétrerait point. De là, il résulte que la chaleur, à ces grandes profondeurs inaccessibles à l'air, s'accroît plus rapidement que dans les couches superficielles, où la loi dépend ou semble dépendre des conditions de l'équilibre des gaz.

« Il résulte encore de là que le coefficient de la dilatation de l'air peut être très-bien déterminé par des observations de température faites dans des puits à sec, comme les puits des mines; et réciproquement, que l'accroissement de chaleur dans ces puits peut être trouvé par des expériences de cabinet sur la dilatation des gaz.

« Enfin, et ceci est une conséquence assez importants à noter, par suite de l'accroissement de la chaleur du globe, l'air ne peut rester immobile au sein des couches où il pénètre; il s'y réchauffe au delà du point où son équilibre moyen est possible; il en sort par exhalaison, et y rentre par absorption; ce qui produit un flux et reflux perpétuel, ou un mélange entre l'atmosphère libre et l'atmosphère souterraine. Inutile d'ajouter que la formule trouvée ci-dessus, savoir :

$$x = 7900 a,$$

est indépendante de la température et de la pression de l'air; en sorte que l'accroissement de la chaleur dans le sol est le même à toute latitude et à toute hauteur au-dessus du niveau de la mer. »

TEMPS. D'après Kant, le temps constitue avec l'espace les deux formes de la *réceptivité*, c'est-à-dire de la faculté de recevoir des sensations. Le temps est en quelque sorte le moule d'où sortent toutes les notions de *successivité*, tandis que l'espace est le moule d'où sortent toutes les notions de *simultanéité*, de *contiguïté*, d'*étendue*. Le temps et l'espace ne sont donc pas des choses qui existent réellement en dehors de nous; ce sont, pour ainsi dire, les coefficients nécessaires de l'intelligence de l'homme.

TERBIUM. M. Mosander a récemment annoncé la découverte de deux nouveaux métaux, le *terbium* et l'*erbum* dans l'yttria. Le même chimiste avait déjà trouvé dans la cérite, outre le cérium, le *lanthane* et le *didyme*.

TÉRÈBÈNE. Ce corps, ainsi que les composés qu'il forme avec quelques acides, avec le chlore et le brome, ont été découverts par M. Deville. Le térébène se forme comme produit accidentel lorsque l'on fait agir certains acides, et notamment l'acide sulfurique, sur l'essence de térébenthine. Sa formation est accompagnée de celle du *colophène*, hydrogène carboné particulier.

Dans la préparation du camphre artificiel, le térébène est combiné avec l'acide chlorhydrique, et constitue à l'état de chlorhydrates

les résidus liquides de cette préparation.

Le térébène, qui n'est autre chose que le résultat d'une altération moléculaire de l'essence de térébenthine, présente la même composition que celle-ci. Son odeur est assez agréable, quand il n'est point souillé par la présence du soufre. Elle ne rappelle en rien celle de l'essence de térébenthine, et ressemble plutôt à celle du thym. Son point d'ébullition est le même que celui de l'essence de térébenthine; sa densité à l'état liquide est, à 8°, égale à 0,861, c'est-à-dire égale à celle de l'essence de térébenthine. Il en est de même de la densité de sa vapeur.

A froid, l'acide sulfurique colore le térébène légèrement en rouge, sans l'attaquer davantage; l'acide nitrique est également sans action sur lui. Il n'en est plus de même lorsqu'on vient à chauffer le mélange.

Le térébène n'a point de rotation; on sait que l'essence de térébenthine a une rotation assez forte à gauche.

Il y a deux chlorhydrates de térébène; celui qu'on obtient en traitant directement le térébène par l'acide chlorhydrique, et celui qui se forme comme produit accidentel de la préparation du camphre artificiel.

Monochlorhydrate de térébène. Il est très-fluide, d'une densité égale à 0,902 à 20°, et d'une odeur qui rappelle beaucoup celle du térébène; mais il a quelque chose de camphré qui appartient aux résidus du camphre artificiel. Sa formule est : $C^{40} O^{32}, HCl$; son pouvoir rotatoire est nul.

Bichlorhydrate de térébène. Ce corps, dont la composition se représente par $C^{40} H^{32}, H^2 Cl^2$, est le résidu liquide de la préparation du camphre artificiel. Il est presque impossible de le purifier entièrement de ce dernier produit; de sorte qu'on lui trouve toujours une certaine rotation à gauche, beaucoup moindre cependant que celle du camphre solide et de l'essence de térébenthine. MM. Soubeiran et Capitaine admettent que le camphre liquide présente à lui seul cette rotation; selon M. Deville, au contraire, elle doit être attribuée à la présence d'une certaine quantité de camphre solide.

Monobromhydrate. Liquide incolore, d'une densité de 1,021 à 24°, d'une odeur un peu camphrée. Son pouvoir rotatoire est nul. Il s'altère au bout d'un certain temps à l'air, en se colorant.

On le prépare directement avec l'acide bromhydrique et le térébène. Sa composition se représente par $C^{40} H^{32}, Br H$.

Bromhydrate. Il s'obtient lorsqu'on fait passer de l'acide bromhydrique dans l'essence de térébenthine; on le sépare par filtration des cristaux de bromhydrate de camphène. Cependant, de même que pour le camphre, cette séparation est fort incomplète.

Le dibromhydrate de térébène se conserve parfaitement à l'air, et paraît résister à cet agent tout aussi bien que le camphre liquide.

Sa formule est représentée par $C^{40} H^{32}, H^2 Br^2$.

Le *mono-iodhydrate* $C^{40} H^{32}, HI$, s'obtient directement avec le térébène et l'acide iodhydrique; le *bi-iodhydrate* $C^{40} H^{32}, H^2 I^2$, ne peut être obtenu qu'en mélange avec l'iodhydrate de camphène, en faisant passer du gaz iodhydrique dans l'essence de térébenthine.

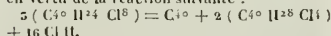
Le mono-iodhydrate de térébène s'altère rapidement à l'air, en se colorant en rouge foncé; la rotation de ce corps est nulle.

Chlorotérébène. En traitant le térébène par le chlore, à la suite d'une action très-vive d'abord, mais qui ne se termine que très-lentement et facilement sous l'influence d'un courant prolongé de gaz, on obtient un corps visqueux, incolore lorsqu'il est dépouillé de chlore, doué d'une odeur particulière, tenace, qui rappelle celle du camphre.

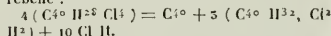
La densité du produit est = 1,560 à 15°; sa composition est représentée par la formule : $C^{40} H^{24} Cl^8$, c'est-à-dire, une molécule de térébène, dans laquelle 8 at. de chlore se sont substitués à 8 at. d'hydrogène. Sa rotation est nulle.

Si l'on chauffe à des températures croissantes et ménagées le chlorotérébène, on le voit noircir, dégager beaucoup d'acide chlorhydrique, et laisser distiller une grande quantité d'une liqueur chlorée particulière, à laquelle M. Deville donne le nom de *monochlorotérébène*. Il reste dans la cornue du charbon parfaitement pur.

Monochlorotérébène. Ce corps, dont la composition est égale à $C^{40} H^{24} Cl^8$, se produit en vertu de la réaction suivante :



Il n'est pas volatil sans décomposition. Par la distillation, il donne de l'acide chlorhydrique, du charbon et du bichlorhydrate de térébène :



Bromotérébène. Le brome agit sur le térébène de la même manière que le chlore, en donnant naissance à de l'acide bromhydrique et à un liquide très-visqueux, fortement coloré en rouge, et que le charbon animal décompose en partie. Ce liquide est le bromotérébène; sa densité est 1,978 à 20°; sa composition se représente par $C^{40} H^{24} Br^8$. Par l'action du feu, il se décompose de la même manière que le corps chloré correspondant.

Après avoir exposé l'histoire des corps dont nous venons de parler, M. Deville continue ainsi : « Dans cette étude que je viens de faire des propriétés du térébène, j'ai toujours regardé ce corps comme identique avec la base du camphre artificiel liquide. On pourrait supposer qu'il n'en est pas ainsi, puisque je n'ai pu donner aucune preuve directe de cette identité. Pourtant, si l'on fait attention à cette absence constante de toute combinaison cristalline dans la série des corps qui se rat-

tachent au térébène, à l'analogie des circonstances dans lesquelles celui-ci et la base du cauphre artificiel se produisent, et enfin à l'identité parfaite qui existe entre les propriétés physiques de ces deux corps et de leurs combinaisons, on n'hésitera pas, je crois, à admettre mon hypothèse. Elle s'est présentée à moi tout d'abord, et, dans les cas où j'ai pu la vérifier, elle n'a jamais été contredite. Dans le cas où l'on serait porté à croire que ces idées ne sont pas exactes, on devra voir dans le térébène une huile essentielle, artificielle, possédant une capacité de saturation double de celle de l'essence de térébenthine, et quadruple de celle de l'essence de citron. La production, par les agents chimiques, d'un corps de cette nature serait un fait qui n'aurait pas encore son analogue dans la chimie organique. » (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, année 1810).

TÉRÉBILÈNE. Le cauphre liquide, distillé avec de la chaux, donne une huile isomérique avec l'essence de térébenthine et avec le térébène : elle offre la plus grande analogie avec ce dernier. MM. Soubeiran et Capitaine lui ont donné le nom de *térébène*. Son pouvoir rotatoire est nul ; il ne donne pas de cauphre solide avec le gaz acide chlorhydrique.

TÉRÉBENTHINE. Beaucoup de conifères (*Pinus sylvestris*, *P. abies*, *P. peuce*, etc.) exsudent une résine jaune qui dure à l'air et qui a reçu divers noms, suivant son état de pureté ou de préparation. La résine brute, telle qu'elle s'écoule des arbres, s'appelle *galipot* ou *barras*. Le liquide qui passe à la distillation est l'essence ou huile de térébenthine (Voyez ESSENCES), et le résidu fixe le *colophane* (*brai sec*, *arcanson*). La *poix de Bourgogne* ou *poix jaune* est du galipot purifié par la fusion et la filtration à travers une couche de pain ; la *poix noire* est la partie qui reste sur le filtre. Enfin, on donne le nom de *goudron*, de *poix grasse*, de *brai gras*, à des mélanges de térébenthine et de substances charbonneuses, obtenus par la distillation des bois résineux.

TÉRÉBRIQUE (Acide). Produit cristallin obtenu par M. Bromeis en traitant l'essence de térébenthine par l'acide nitrique bouillant. Il ne fond que fort difficilement ; il fume un peu quand on le chauffe, ne se sublime pas, et se décompose en se boursouffant légèrement. Il se distingue particulièrement de la plupart des acides organiques, en ce qu'il ne précipite pas l'acétate de plomb basique ; de même, son sel ammoniacal neutre ne précipite ni le chlorure de calcium, ni l'acétate de plomb, ni le nitrate d'argent.

On obtient facilement le sel d'argent de cet acide, en décomposant son sel ammoniacal par un léger excès de nitrate d'argent, évaporant et laissant refroidir doucement la solution neutre. Il se présente en bouffes soyeuses très-belles. Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, et supporte une chaleur

assez forte sans s'altérer. Lorsqu'on le chauffe doucement, il ne fond ni ne se boursouffle, mais il laisse l'argent métallique sous la même forme que le sel qu'on a employé. Formule de l'acide térébrique anhydre $C^{28}H^{19}O_7$.

TERRE. Le corps planétaire que nous habitons est un sphéroïde, dont la figure a été exactement déterminée. Une portion de ce sphéroïde a servi pour établir l'unité de mesure qui porte le nom de *mètre*.

Du moment où l'homme eut reconnu la sphéricité du globe qu'il habite, sa curiosité dut le porter à en mesurer les dimensions : il est donc vraisemblable que ses premières tentatives sur cet objet remontent à des temps bien antérieurs à ceux dont l'histoire nous a conservé le souvenir, et qu'elles ont été perdues dans les révolutions physiques et morales que la terre a éprouvées. Les rapports que plusieurs mesures de la plus haute antiquité ont entre elles et avec la longueur de la circonférence terrestre viennent à l'appui de cette conjecture, et semblent indiquer, non-seulement que dans des temps fort anciens cette mesure a été exactement connue, mais qu'elle a servi de base à un système complet de mesures, dont on retrouve des vestiges en Égypte et dans l'Asie. Quoiqu'il en soit, la première mesure précise de la terre dont nous ayons une connaissance certaine est celle que Picard exécuta en France vers la fin du dernier siècle, et qui depuis a été plusieurs fois vérifiée. Cette opération est facile à concevoir. En s'avancant vers le nord, on voit le pôle s'élever de plus en plus ; la hauteur méridienne des étoiles situées au nord augmente, et celle des étoiles situées au midi diminue ; quelques-unes même deviennent invisibles. La notion de la courbure de la terre est due, sans doute, à l'observation de ces phénomènes, qui ne devaient pas manquer de fixer l'attention des hommes dans les premiers âges des sociétés, où l'on ne distinguait les saisons et leurs retours que par le lever et le coucher des principales étoiles, comparés à ceux du soleil. L'élévation ou la dépression des étoiles fait connaître l'angle que les verticales élevées aux extrémités de l'arc parcouru sur la terre font au point de leurs concours ; car cet angle est évidemment égal à la différence des hauteurs méridiennes d'une même étoile, moins l'angle sous lequel on verrait du centre de l'étoile l'espace parcouru ; et l'on s'est assuré que ce dernier angle est insensible. Il ne s'agit plus ensuite que de mesurer cet espace ; il est beaucoup plus simple d'en lier par une suite de triangles les extrémités à celles d'une base de cinq ou six mille toises ; et, vu la précision avec laquelle on peut déterminer les angles de ces triangles, on a très-exactement sa longueur. On a trouvé de cette manière qu'en France l'arc du méridien terrestre, correspondant à la centième partie de l'angle

droit, et coupé dans son milieu par le parallèle moyen entre le pôle et l'équateur, est de 51524 toises, 5.

De toutes les figures rentrantes, la figure sphérique est la plus simple, puisqu'elle ne dépend que d'un seul élément, la grandeur de son rayon. Le penchant naturel à l'esprit humain, de supposer aux objets la forme qu'il conçoit le plus aisément, le porta donc à donner une forme sphérique à la terre. Mais la simplicité de la nature ne doit pas toujours se mesurer sur celle de nos conceptions. Infiniment variée dans ses effets, la nature n'est simple que dans ses causes; et son économie consiste à produire un grand nombre de phénomènes au moyen d'un petit nombre de lois générales. La figure de la terre est un résultat de ces lois, qui, modifiées par mille circonstances, peuvent l'écartier sensiblement de la sphère, et la rendre fort compliquée. De petites variations, observées dans la grandeur des degrés en France, indiquaient ces écarts; mais les erreurs inévitables des observations laissaient des doutes sur cet intéressant phénomène; et l'Académie des sciences, dans le sein de laquelle cette grande question fut vivement agitée, jugea avec raison que la différence de degrés terrestres, si elle était réelle, se manifesterait principalement dans la comparaison des degrés mesurés à l'équateur et vers les pôles. Elle envoya des académiciens à l'équateur même; et ils y trouvèrent le degré décimal du méridien, égal à 31097 toises, 7 plus petit de 216, 6 que le degré correspondant au parallèle moyen. D'autres académiciens se transportèrent au Nord à 75°, 7 environ de latitude; et le degré décimal du méridien y fut observé de 31664 toises, 3 c'est-à-dire plus grand de 566,8 qu'à l'équateur. Ainsi, l'accroissement des degrés des méridiens, de l'équateur aux pôles, fut incontestablement prouvé par ces mesures; et il fut reconnu que la terre n'est pas exactement sphérique.

Les voyages des académiciens français ayant dirigé vers cet objet l'attention des observateurs, de nouveaux degrés de méridiens furent mesurés en Italie, en Allemagne, en Afrique et en Pensylvanie; toutes ces mesures concoururent à donner à la terre une figure aplatie aux pôles.

L'ellipse étant, après le cercle, la plus simple des courbes rentrantes, on regarda la terre comme un solide formé par la révolution d'une ellipse autour de son petit axe. Son aplatissement dans le sens des pôles est nécessairement indiqué par l'accroissement observé des degrés des méridiens des pôles à l'équateur. Les rayons de ces degrés étant sur le prolongement des lignes verticales, ou dans la direction de la pesanteur, ils sont, par la loi de l'équilibre des fluides, perpendiculaires à la surface des mers dont la terre est en grande partie recouverte. Ils n'aboutissent pas, comme dans la sphère, au centre de l'ellipsoïde; ils n'ont ni la même direction ni la même gran-

deur que les rayons menés de ce centre à la surface, et qui la coupent obliquement partout ailleurs qu'à l'équateur et aux pôles. La rencontre de deux verticales voisines, situées sous le même méridien, est le centre du petit arc terrestre qu'elles comprennent entre elles; si cet arc était une droite, ces verticales seraient parallèles, ou ne se rencontreraient qu'à une distance infinie; mais, à mesure qu'on le courbe, elles se rencontrent, à une distance d'autant moindre que sa courbure devient plus grande. Ainsi, l'extrémité du petit axe étant le point où l'ellipse approche le plus de se confondre avec une ligne droite, le rayon du degré du pôle, et par conséquent ce degré lui-même, est le plus considérable de tous. C'est le contraire à l'extrémité du grand axe de l'ellipse, à l'équateur, où la courbure étant la plus grande, le degré, dans le sens du méridien, est le plus petit. En allant du second au premier de ces extrêmes, les degrés vont en augmentant; et si l'ellipse est plus aplatie, leur accroissement est à très-peu près proportionnel au carré du sinus de la latitude.

Ces résultats sont autant de vérités incontestables, généralement admises par les géomètres. On peut même démontrer, qu'en supposant à la terre une figure de révolution sur laquelle les degrés des méridiens vont en augmentant de l'équateur aux pôles, l'axe qui la traverse dans le sens des pôles est moindre que le diamètre de l'équateur. La démonstration en est fort simple.

Les points de concours de toutes les perpendiculaires à une courbe forment sa développée. Représentez-vous donc le rayon osculateur du méridien au pôle boréal, et la suite de tous les rayons osculateurs depuis ce pôle jusqu'à l'équateur, rayons qui, par la supposition, vont en diminuant sans cesse; la développée sera évidemment tangente à l'axe du pôle; ensuite elle s'écartera de cet axe, en tournant vers lui sa convexité et en s'élevant vers le pôle, jusqu'à ce qu'enfin le rayon osculateur prenne une direction perpendiculaire à la première; alors il sera sur le diamètre même de l'équateur. Considérons comme le centre de la terre l'intersection de ce diamètre et de l'axe du pôle: il est évident que la somme des deux tangentes à la développée du méridien, menées de ce centre, la première suivant l'axe du pôle, et la seconde suivant le diamètre de l'équateur, sera plus grande que l'axe de la développée qu'elles comprennent entre elles; or, le rayon mené du centre de la terre au pôle boréal est égal au rayon osculateur du méridien à ce pôle, moins la première tangente; le demi-diamètre de l'équateur est égal au rayon osculateur du méridien à l'équateur, plus la seconde tangente; l'excès du demi-diamètre de l'équateur sur le rayon terrestre du pôle est donc égal à la somme de ces tangentes, moins l'excès du rayon osculateur du pôle sur celui de l'équateur; ce dernier excès est l'arc même de la développée,

arc qui est moindre que la somme des tangentes extrêmes; donc l'excès du demi-diamètre de l'équateur sur le rayon mené du centre de la terre au pôle boréal est positif. On prouvera de même que l'excès du demi-diamètre de l'équateur sur le rayon mené du centre de la terre au pôle austral est positif; l'axe entier des pôles est donc moindre que le diamètre de l'équateur; ou, ce qui revient au même, la terre est aplatie dans le sens de ses pôles.

En considérant chaque partie du méridien comme un arc très-petit de sa circonférence osculatrice, il est facile de voir que le rayon mené du centre de la terre à l'extrémité de l'arc, la plus voisine du pôle, est plus petit que le rayon mené du même centre à l'autre extrémité; d'où il suit que les rayons terrestres vont en croissant des pôles à l'équateur, si, comme toutes les observations l'indiquent, les degrés du méridien augmentent de l'équateur aux pôles; et il est évident que ces démonstrations ont encore lieu, dans le cas où les deux hémisphères, boréal et austral, ne seraient pas égaux et semblables.

La différence des rayons osculateurs au pôle et à l'équateur est égale à la différence des rayons terrestres correspondants, plus à l'excès du double de la développée sur la somme des deux tangentes extrêmes, excès qui est évidemment positif. Ainsi, les degrés des méridiens croissent de l'équateur aux pôles dans un plus grand rapport que celui de la diminution des rayons terrestres.

La mesure de deux degrés dans le sens du méridien suffit pour déterminer les deux axes de l'ellipse génératrice de la terre, et par conséquent sa figure, en la supposant elliptique. Si cette hypothèse est celle de la nature, ou doit trouver le même rapport entre ces axes, en comparant deux à deux les degrés mesurés. Mais leur comparaison donne à cet égard des différences qu'il est difficile d'attribuer aux seules erreurs des observations, et qui semblent indiquer à la terre une figure plus composée qu'on ne l'avait en d'abord; ce qui ne paraît point extraordinaire, si l'on fait attention aux irrégularités de sa surface, et à l'inégale densité de ses différentes couches et des eaux de la mer.

Un phénomène très-remarquable dont nous devons la connaissance aux voyages astronomiques, est la variation de la pesanteur à la surface de la terre. Cette force singulière anime dans le même lieu tous les corps proportionnellement à leurs masses, et tend à leur imprimer dans le même temps des vitesses égales. Il est impossible au moyen d'une balance de reconnaître ces variations, puisqu'elles affectent également le corps que l'on pèse, et le poids auquel on le compare. Mais les observations des pendules sont propres à les faire découvrir; car il est clair que les oscillations doivent être plus lentes dans les lieux où la pesanteur est moindre.

Richer, envoyé en 1672 à Cayenne par l'Académie

des sciences pour y faire des observations astronomiques, trouva que son horloge, réglée à Paris sur le temps moyen, retardait d'une quantité sensible à l'équateur; il fut obligé d'en raccourcir le pendule de plus d'une ligne pour corriger ce retard. Cette observation donna la première idée de la diminution de la pesanteur à l'équateur; diminution qu'il était cependant facile de prévoir d'après le mouvement déjà reconnu de la rotation de la terre. Mais l'esprit humain, si actif dans la formation des systèmes, a presque toujours attendu que l'observation et l'expérience aient fait connaître d'importantes vérités qu'un raisonnement fort simple eût pu faire découvrir; c'est ainsi que la découverte des télescopes a suivi de près de trois siècles celle des verres lenticulaires, et n'a été due qu'au hasard; c'est encore ainsi que l'aberration des étoiles, résultat fort simple du mouvement progressif de la lumière, a échappé aux savants célèbres du commencement de ce siècle, et n'a été reconnue que par l'observation, cinquante ans après la découverte de ce mouvement.

TERRE DE PIPE. Voyez ARGILE.

TERRE A PORCELAINE. Voyez KAOLIN.

TERRE SILICEUSE. Voyez SILIC.QUE (Acide).

TERREAU et **TERRE LABOURABLE.** On donne ce nom aux débris organiques provenant de la décomposition des végétaux, et qui constituent la fertilité du sol. Le terreau ou terre végétale joint de la faculté de faire germer les graines, en absorbant les éléments constitutifs de l'air. Quant aux principes du terreau, voyez URMINE, URMIQUE (Acide), HUMUS, GENF, GÉTIQUE (Acide).

Sous l'influence de certains agents, les pierres et les roches les plus dures perdent peu à peu leur cohésion; ce sont les résidus, les débris de cette altération, qui constituent la *terre labourable*.

La désagrégation des roches s'effectue par l'effet de causes mécaniques ou chimiques. Partout où les montagnes sont couvertes de neige, toute l'année ou pendant quelques mois seulement, on remarque que le roc se délite et se brise en petits fragments qui s'arrondissent par le mouvement des glaciers, ou se réduisent en poussière. L'eau des ruisseaux et des torrents qui sourdent de ces glaciers est troublée par ces parcelles rocailleuses, qu'elle dépose dans les vallées et dans les plaines comme une terre fertile.

« Toutes les fois que je rencontrais de la terre, du sable, des cailloux roulés en couches de quelques milliers de pieds d'épaisseur, j'étais tenté de m'écrier qu'il est impossible que des causes mécaniques, comme nos torrents et nos rivières, réduisent en poussière des masses si énormes; mais en considérant, d'un autre côté, le fracas de ces eaux dans leur chute; en songeant que des espèces animales entières ont disparu de la terre, et qu'elles avaient vécu pendant un temps où les mêmes

causes d'anéantissement travaillaient déjà nuit et jour, je ne pouvais comprendre que les montagnes résistassent encore à leurs efforts. » (Darwin.)

A ces causes mécaniques s'ajoutent les actions chimiques exercées sur les parties constituantes des roches par l'oxygène et l'acide carbonique de l'air, ainsi que par l'eau.

Ces actions chimiques sont les véritables causes de la désagrégation des roches; leur effet n'est point limité par le temps, il a lieu dans chaque seconde, alors même qu'il serait assez faible pour ne point être perceptible pendant le temps que dure la vie d'un homme.

Il se passe des années avant qu'un fragment de granit, exposé aux intempéries des saisons, perde son éclat; mais, avec le temps, ce fragment se divise, et les actions chimiques finissent par le réduire en débris de plus en plus petits.

L'action de l'eau est toujours accompagnée de celle de l'oxygène et de l'acide carbonique; on saurait à peine considérer isolément l'influence de ces différents agents.

Une foule de roches, telles que le basalte et le schiste argileux, renferment, en combinaison chimique, du protoxyde de fer, qui possède la propriété de fixer de l'oxygène, pour se transformer en peroxyde. On remarque cet effet dans la terre de nos champs, si riche en oxyde de fer. Depuis la surface jusqu'à une certaine profondeur, cette terre est rouge ou d'un brun rougâtre; elle contient alors du peroxyde; mais les parties sous-jacentes sont noires ou d'un brun noir, et renferment du protoxyde. Lorsque le soc de la charrue creuse profondément, ces dernières sont raménées à la surface, et alors il arrive que le sol, d'abord fertile, perd sa bonne qualité pour un certain nombre d'années. Cet état de stérilité dure jusqu'à ce que la surface soit redevue rouge, c'est-à-dire jusqu'à ce que tout le protoxyde soit transformé en peroxyde.

Or, de même qu'un protosel de fer cristallisé, en absorbant de l'oxygène, perd sa cohérence et tombe en poussière, ainsi se comportent la plupart des roches, dont les parties constitutives peuvent se combiner avec l'oxygène. L'état d'agrégation des combinaisons primitives se détruit alors à la suite de ces nouvelles combinaisons. Lorsque la roche est imprégnée de sulfures; par exemple, de pyrites de fer, qui se rencontrent si fréquemment dans le granit, ces sulfures se convertissent peu à peu en sulfates.

Le feldspath, le basalte, le schiste argileux, les porphyres, beaucoup de calcaires, et en général la plupart des roches, sont des mélanges de silicates, des combinaisons très-variées de la silice avec l'alumine, la chaux, la potasse, la soude, le fer, et le protoxyde de manganèse.

Pour avoir une idée nette de l'influence de l'eau et de l'acide carbonique sur les roches, il

est nécessaire de se rappeler les propriétés de la silice, et ses combinaisons avec les bases alcalines.

Le quartz ou cristal de roche représente la silice au plus haut degré de pureté; dans cet état, elle n'est pas soluble dans l'eau, ni à chaud ni à froid; elle est sans saveur, et sans action sur les teintures végétales. Ce qui caractérise surtout la silice, c'est qu'elle possède la propriété de se combiner avec les alcalis et avec les oxydes métalliques, de manière à former des produits salins qui portent le nom de silicates. Le verre à vitres et à glaces est un mélange de silicates à base d'alcalis (de potasse, de soude et de chaux); et les expériences les plus communes démontrent que, dans presque toutes les espèces de verre, l'alcali est entièrement neutralisé par la silice. La propriété de se combiner avec les oxydes métalliques, et de neutraliser complètement les alcalis, n'est particulière qu'aux acides; et c'est pour cela aussi que la silice a reçu le nom d'acide silicique. Mais la silice est un des acides les plus faibles. Nous venons de dire qu'elle n'offre pas la saveur acide qui caractérise les autres corps de cette espèce, et qu'il lui manque totalement, à l'état cristallisé, la propriété de se dissoudre dans l'eau. Toutefois la silice, réduite en poudre fine, se dissout par une ébullition prolongée dans des lessives alcalines. Les combinaisons de la silice avec la potasse et la soude s'obtiennent aisément par la voie sèche, en faisant fondre du sable avec un carbonate alcalin; si se produit ainsi du verre, dont les caractères varient suivant le principe soluble qui y est contenu. En employant soixante-dix parties de silice pour trente parties de potasse ou de soude, on obtient un verre qui se dissout dans l'eau bouillante, et qui, étendu sur du bois ou du fer, se dessèche en un vernis vitreux, ce qui a valu à cette combinaison le nom de verre soluble. Par l'emploi d'une plus faible proportion d'alcali, et conséquemment d'une plus forte dose de silice, le produit devient de plus en plus insoluble dans l'eau. Les silicates solubles dans l'eau sont décomposés par tous les acides. Si la dissolution du sel est renfermée en silice plus de $\frac{1}{10}$ du poids de l'eau, il se produit, par l'addition d'un acide, un précipité diaphane qui possède toute l'apparence d'une gelée. Ce précipité est une combinaison de silice et d'eau, ou un hydrate de silice. Si la dissolution renferme moins de silice, elle reste limpide quand on y verse un acide. La conservation de cet état de limpidité prouve que la silice, à l'état où les acides la séparent de ses combinaisons alcalines, possède un certain degré de solubilité dans l'eau pure. En effet, lorsqu'on lessive avec de l'eau le précipité de silice gélatineuse, on le voit peu à peu diminuer de volume; en évaporant ensuite les eaux de lavage, on peut y démontrer la présence de la silice. D'après cela, la silice possède un double caractère chimique; séparée d'un silicate par un

moyen quelconque, elle offre de tout autres propriétés qu'à l'état de silex, de quartz ou de cristal de roche. Si, au moment où la silice se sépare d'une base, la dissolution renferme assez d'eau pour la maintenir en dissolution, il ne se précipite rien; dans certaines circonstances, la silice est donc plus soluble dans l'eau que le plâtre. Mais elle perd cette solubilité en se desséchant tout simplement. Concentrée jusqu'à un certain point, sa dissolution dans les acides se prend, par le refroidissement, en une gelée cohérente et parfaitement limpide; on peut renverser le vase qui la renferme, sans qu'il en coule une goutte. Lorsqu'on dessèche davantage cette gelée, la silice abandonne l'eau qui la maintenait à l'état gélatineux; d'ailleurs l'affinité est si faible entre l'eau et la silice, que la combinaison se détruit déjà à la température de l'air. Une fois privée de son eau d'hydratation, la silice n'est plus soluble dans l'eau, sans cependant ressembler entièrement à la silice cristallisée, au sable ou au quartz; car elle conserve la propriété de se dissoudre à la température ordinaire dans les alcalis caustiques et dans les alcalis carbonatés.

Il est peu de substances terreuses qui puissent se comparer à la silice sous le rapport de ces propriétés remarquables.

La plupart des silicates naturels insolubles dans l'eau froide, et contenant des bases alcalines, se décomposent par un contact prolongé avec l'eau chaude, surtout si celle-ci renferme un acide. A une époque où l'on ne connaissait pas encore cette propriété des silicates, on avait été conduit à admettre que l'eau pouvait se transformer en terre. C'est que toute eau distillée dans des vases en verre laisse, après l'évaporation, une certaine quantité de substance terreuse. Lavoisier prouva qu'une partie du verre ou de la porcelaine se dissout dans l'eau qu'on y fait bouillir, et que la perte du vase est égale au poids du résidu terreux laissé par l'eau évaporée. Ce phénomène ne s'observe point si l'on distille l'eau dans un vase en métal.

On remarque cette action de l'eau sur les silicates par l'aspect terne que prend peu à peu le verre qui est exposé à l'injure des saisons, par exemple, le verre des cloches de nos jardins. Cette altération est surtout favorisée par la présence de l'acide carbonique, par exemple, dans les étables où l'air en est très-chargé, par l'effet de la respiration des bestiaux et de la putréfaction des matières animales.

La silice est le plus faible de tous les acides; les silicates solubles sont déjà complètement décomposés par l'acide carbonique. Une dissolution de verre soluble se prend en gelée lorsqu'on la sature par de l'acide carbonique; il faut nécessairement admettre que cette décomposition s'effectue aussi dans des liquides fort étendus, où l'on ne remarque aucune séparation de silice, et où ce corps

reste en dissolution dans l'eau. La décomposition des silicates par l'eau et les acides est d'autant plus aisée et plus prompte, que ces sels renferment plus d'alcali.

La nature nous offre de nombreux exemples d'une décomposition continue qui s'opère dans les silicates des roches, sous l'influence de l'eau et de l'acide carbonique de l'air.

Il est aujourd'hui hors de doute que les grandes couches de kaolin, ou terre à porcelaine, se sont formées par l'action décomposante de l'eau sur des silicates de soude et de potasse, sur certains feldspaths ou roches feldspathiques. On peut considérer le feldspath comme la combinaison d'un silicate d'alumine avec un silicate à base d'alcali; ce dernier, soluble dans l'eau, est enlevé peu à peu, et laisse le kaolin, qui résiste si bien au feu.

M. Forchhammer a démontré que le feldspath se décompose par l'eau à 130°, et sous une pression correspondante à cette température: l'eau acquiert une forte réaction alcaline, et se charge de silice. Les Geisers de l'Islande sont des sources d'eau bouillante qui s'élèvent de très-grandes profondeurs, et se trouvent conséquemment exposées à une forte pression. M. Forchhammer a pareillement prouvé par l'analyse que ces eaux renferment les principes solubles des feldspaths de soude et des silicates à base de magnésie, prédominant dans les roches trappéennes; il s'opère sans doute, au fond de ces sources, une transformation des feldspaths cristallins en argile, d'une manière continue et sur une très-grande échelle.

A la température ordinaire, l'eau, lorsqu'elle renferme de l'acide carbonique, comme celle de source ou de pluie, agit tout à fait comme à une température élevée et sous une forte pression.

Le feldspath, à peine attaqué à froid par l'acide chlorhydrique, dans le court espace de vingt-quatre heures ne résiste pas à l'action dissolvante de l'eau saturée d'acide carbonique. Les roches les plus répandues sont des mélanges de silicates qui se dissolvent dans l'acide chlorhydrique à la température ordinaire, et qui conséquemment s'attaquent encore mieux que le feldspath par l'eau, et surtout par l'eau chargée d'acide carbonique.

Aucune roche contenant des silicates à base d'alcali ne résiste, à la longue, à l'action dissolvante de l'eau chargée d'acide carbonique. Les alcalis, la chaux, la magnésie, s'y dissolvent, soit seuls, soit en combinaison avec la silice; tandis qu'il reste de l'alumine mêlée ou combinée avec de la silice.

Les calcaires, riches en argile, renferment comparativement la plus forte proportion d'alcali; la marne, les pierres à ciment, appartiennent à cette classe de minéraux. Ils se distinguent des autres calcaires par la propriété remarquable qu'ils possèdent de durcir comme de la pierre, lorsque, après avoir été

euils à un feu modéré, ils arrivent en contact avec l'eau. Dans la cuisson de la marne et de beaucoup de pierres à ciment naturelles, les parties constituantes de l'argile et de la chaux réagissent chimiquement : il se produit une combinaison de silicate de potasse et de silicate de chaux, semblable à l'apophyllite anhydre, combinaison qui, au contact de l'eau, en fixe une certaine quantité, comme le fait le plâtre cuit, et cristallise avec elle.

Les considérations précédentes expliquent l'origine de la terre labourable de la manière la plus nette. Cette terre est évidemment le résultat des actions mécaniques et chimiques exercées sur des roches riches en alcalis et en terres alcalines, et qui ont peu à peu perdu par là leur cohésion.

L'influence de l'air, de l'acide carbonique et de l'humidité sur les parties constituantes des roches, s'observe très-bien dans certaines contrées de l'Amérique méridionale, inhabitées depuis des siècles, et où de riches mines d'argent ont été découvertes par des pâtres ou des chasseurs. Sous ces influences atmosphériques, les roches argentifères se désagrègent peu à peu; les pluies et les vents en entraînent les parties solubles, tandis que le métal précieux résiste seul à cette destruction, et demeure à la surface. Les veines d'argent métallique font alors saillie sur les rochers, et s'élèvent en pointes ou en arêtes. (Liebig.)

TERRES. Synonyme : *Oxydes terreux*. On donne ce nom à certaines bases pulvérulentes, ayant l'aspect de la terre calcaire ou argileuse. La chaux, la strontiane, la baryte, la magnésie, sont des terres *alcalines*; l'alumine, la glueyne, la zircon, sont des terres dont les propriétés basiques sont bien moins prononcées. La silice ou terre siliceuse jouit même des propriétés d'un acide (acide silicique).

Les terres sont d'un usage indispensable dans la fabrication de la céramique, de la poterie, de la porcelaine, des briques, etc. Les terres propres au moulage doivent posséder certaines propriétés qui ont été particulièrement étudiées par M. Ferry fils (*Revue scientifique*, année 1840).

Les mélanges terreux dont les fondeurs composent leurs moules contiennent essentiellement un sable quartzeux, et une argile qui peut être blanche ou colorée, soit par des matières charbonneuses, soit par des oxydes de fer. Ils peuvent admettre aussi une fort petite portion de chaux carbonatée; mais cette matière n'y est rien moins que nécessaire. Le moulage ne serait pas moins bon quand même les terres dont il serait formé ne contiendraient pas un atome de chaux. Les sulfates et les sulfures doivent être exclus avec soin; on évitera donc les argiles pyriteuses.

Le carbonate de chaux, si l'on en admettait une quantité notable dans le mélange, aurait l'inconvénient de laisser dégager de ses principes constituants, l'acide carbonique et l'eau, c'est-à-dire, à peu près la moitié de son

pois, et de fournir ainsi un volume énorme de fluides élastiques, quand même les moules auraient été séchés avec le plus grand soin, et à une température plus élevée que celle des étuves ordinaires. Une terre propre au moulage des petites pièces peut n'être pas propre à en mouler de grandes. Lorsque les dimensions ou la forme des pièces fondues sont telles que le refroidissement puisse être prompt, la terre du moule, quelle qu'elle soit, n'a pas le temps de fondre, ni d'éprouver aucune décomposition chimique; mais si la masse métallique contenue dans le moule est très-considérable; si, de plus, elle est surchargée d'une masselote, le refroidissement est très-lent, et les affinités chimiques ont tout le temps nécessaire à leur action. Les vitrifications et les décompositions possibles ont donc lieu; et si le dégagement des fluides élastiques est rapide et abondant, on est menacé d'une explosion dangereuse. Les propriétés physiques et mécaniques de ces sortes de terres ont tant d'influence sur le succès du moulage, qu'elles méritent une étude approfondie.

D'abord elles doivent contenir la silice et l'alumine dans l'état de mélange, et non à l'état de combinaison complète et achevée. Communément, l'alumine y est unie à une très-grande quantité de silice; mais comme cette combinaison ne lui fait perdre ni sa finesse ni sa ductilité, elle ne produit aucun mauvais effet. Quant à la couleur, si elle est produite par des matières bitumineuses, elle peut être plus utile que nuisible.

L'argile qui a servi à quelques fontes perd de son *tant*, et devient de plus en plus friable et sans consistance. La meilleure terre ne doit donc être employée qu'un petit nombre de fois; mais celle qu'on cesse d'employer seule peut entrer dans un nouveau mélange, avec une petite quantité de terre *crue*. Dans ce cas, elle tient bien de sable siliceux, et elle en possède en effet les propriétés essentielles. Ces propriétés sont de prendre peu de retraite par le dessèchement, et de présenter un grain assez fin et surtout uniforme.

Les terres *maigres*, c'est-à-dire celles qui ne contiennent que peu d'argile, sont celles qui possèdent au plus haut degré toutes ces bonnes qualités; mais il faut aussi que les moules aient une certaine solidité, qu'ils résistent au travail du mouleur, aux effets de la dessiccation, et au choc du métal liquéfié qu'on verse quelquefois de très-haut; or c'est l'argile seule qui leur donne cette consistance nécessaire.

A tous égards, un mélange naturel vaut mieux qu'une préparation artificielle. Si on en est réduit à se contenter de celle-ci, on devra ne pas épargner les manipulations propres à former un mélange bien uniforme. Le sable et l'argile seront d'abord travaillés séparément, et amenés au degré de finesse dont on a besoin; on procède ensuite au mélange. Pour bien réussir, il faut opérer sur des matières sèches; presque jamais les terres humides ne

se mêlent assez intimement et uniformément. C'est au contraire par le lavage qu'on peut donner à l'argile et au sable le degré et l'égalité de finesse nécessaires pour qu'il en résulte un bon mélange. En un mot, les moulours feraient bien d'imiter d'un bout à l'autre les procédés auxquels les potiers ont recours pour la préparation de leurs terres ; mais les opérations du mouleur n'exigent pas, à beaucoup près, autant de soin et d'attention. Ces opérations peuvent être assez expéditives, si on les fait en grand ; mais il vaut encore mieux se livrer à la recherche des mélanges naturels, recherches qui sont rarement infructueuses lorsqu'on les dirige avec intelligence.

Ce n'est donc que par l'impossibilité de faire autrement que l'on se détermine à faire des mélanges artificiels de sable et d'argile ; mais les mélanges naturels ont souvent besoin de quelques préparations, dont le but est de les amener au degré de cohésion et de finesse dont on a besoin.

1^o Si on trouve une terre dont le sable soit tel qu'il convient, mais qui contienne trop d'argile, on lui fera subir un lavage, pour enlever l'excès de terre argileuse ; mais comme l'effet de ce lavage ne se réduit pas toujours à celui qu'on a en vue ; comme le sable déposé le premier au fond de la cuve ne contient presque point d'argile, au lieu que la couche supérieure du dépôt en contient beaucoup, il faudra brosser fortement et longtemps ce mélange, afin de lui rendre l'homogénéité, qui est une des qualités essentielles de toute bonne terre à mouler.

2^o Si au contraire le sable ne contient pas naturellement assez d'argile, il est indispensable d'en ajouter ; mais alors la trituration se fait mieux à sec. On subdivisera la masse des terres en volumes à peu près égaux, à chacun desquels on ajoutera une quantité proportionnelle d'argile desséchée et pulvérisée. On réunira toutes ces parties de sable rendues plus argileuses, et on les corroiera longtemps, en y ajoutant un peu d'eau, assez seulement pour empêcher que l'argile la plus tenue ne s'en aille en poussière.

3^o Si le sable est trop gros, on le lavera en décantant l'eau chargée d'argile et de sable fin, jusqu'à ce qu'il ne reste plus que les grains trop volumineux et trop pesants. On laissera déposer toute ce que le lavage aura entraîné, et l'on corroiera avec soin, après avoir essayé si la quantité d'argile qu'il a retenue est celle qui convient.

Lorsqu'on est parvenu à trouver ou à composer les terres propres au moulage, il s'agit de les employer selon leur nature et leurs propriétés.

TÉTRATHIONIQUE (Acide). (De τέτραρες, quatre, et θείον, soufre ; parce qu'il contient 4 éq. de soufre). Cet acide a été découvert, en 1842, par MM. Gélis et Fordos, qui l'ont appelé *acide hyposulfurique bisulfure*. Il se forme lorsqu'on sature par de l'iode une

solution d'hyposulfite de soude : l'iode s'y dissout promptement et sans coloration. Ce sel, à l'état cristallin, absorbe un peu plus que la moitié de son poids d'acide. La liqueur reste neutre, il ne se sépare pas de soufre, et on y trouve en même temps de l'iode de sodium. De là il faut conclure que 2 éq. d'hyposulfite de soude (2 NaO, S² O³) et 1 éq. d'acide produisent 1 éq. d'iode de sodium et un sel de soude, dont l'acide renferme les éléments de 2 éq. d'acide hyposulfureux, plus 1 éq. d'oxygène de la soude = NaO + S² O⁵. On a donc un acide contenant 4 éq. de soufre pour 1 éq. d'acide.

Ce nouvel acide peut être séparé du sel barytique de la même manière que l'acide hyposulfurique. A l'état le plus concentré, il présente l'aspect d'un liquide incolore, acide. Il n'est pas décomposé par l'acide sulfurique. Traité par l'acide nitrique, il laisse déposer du soufre. Par l'ébullition, il se décompose en soufre, en acide sulfureux et en acide sulfurique.

THÉ. Dans le commerce, on donne ce nom aux feuilles roulées et desséchées d'une plante de la même famille que le *Camelia*, et originaire de la Chine. Des commissaires du gouvernement anglais atteignirent en 1826 le pays à thé près de *Kufoo*, et ils virent pour la première fois ce végétal à l'état natif, à deux milles de ce village. C'est un champ qui n'excédait pas 200 verges carrées ; le terrain était coupé de petits ravins nombreux, et on voyait à la base ces plus gros arbres de petites élévations très-irrégulières. Le sol était léger, friable, coloré en jaune, bas et humide.

L'arbre à thé, dans les endroits où on l'a trouvé, ne dépasse pas la hauteur d'un petit arbre ; le plus souvent, il a l'apparence d'un buisson ; il est toujours entouré d'arbres élevés et touffus, qui interceptent les rayons solaires ; ceux qui se trouvent près de l'eau ont plus de vigueur.

La feuille du thé d'Anam est grande, d'un noir de jais ou brun foncé, et très-frisée ; on y trouve quelque débris de tige ; sa saveur ressemble beaucoup à celle du *sou-chong brûlé* (*burnt sou-chong*) ; elle a un arôme délicat et très-suaave ; elle donne une infusion très-agréable au goût, plus foncée que celle du sou-chong ordinaire ; enfin, elle a toutes les qualités que possède le thé de bonne nature, et qui n'a pas éprouvé d'altération. Les peuples d'Anam ont pendant longtemps entre tenu des relations avec la Chine ; il paraîtrait même que tous les ans une assez grande quantité de thé serait transportée d'une ville de cette contrée, *Polong*, dans l'empire céleste.

Les produits les plus remarquables qu'on ait signalés dans le thé sont le tannin, une huile essentielle à laquelle il doit son arôme, et qui a une grande influence sur son prix commercial, ainsi qu'un principe fort azoté et cristallisable, qu'a été décrit sous les noms de *théine*, de *caféine* et de *guanine*.

Indépendamment de ces produits, M. Mul-

der a extrait du thé onze substances, qui sont d'ailleurs celles qui entrent dans la composition de toutes les feuilles. Ce même chimiste a trouvé dans les diverses sortes de thé de Chine et de Java une quantité de théine un peu moindre de 12 p. c. de leur poids.

M. Stenhouse, dans un travail récent, porte cette proportion de 1,27 à 0,98.

De son côté, M. Péligot a communiqué à l'Académie des recherches sur le thé, qui renferment plusieurs faits intéressants.

La connaissance des principes azotés étant fort importante pour l'histoire physiologique du thé, M. Péligot a d'abord déterminé l'azote total contenu dans cette feuille; puis il a cherché à isoler les matières entre lesquelles cet azote se trouve réparti.

En dosant l'azote à l'état de gaz, il a obtenu les nombres suivants :

Thé pekoé,	6,38 azote dans 100 de thé
— poudre à canon,	6,13 desséché à 100.
— sou-chong,	6,13
— assam,	5,10

Cette proportion d'azote est beaucoup plus considérable que celle qui a été constatée dans aucun des végétaux analysés jusqu'à ce jour.

La proportion de produits solubles dans l'eau chaude varie très-notablement, et dépend surtout de l'âge de la feuille, qui est plus jeune, et par suite moins ligneuse, dans le thé vert que dans le thé noir. M. Péligot en a trouvé de 59,4 à 47,1 pour cent. Il a vu aussi que les thés verts renferment encore 10. et les thés noirs 8 pour cent d'eau, provenant soit d'une dessiccation incomplète, soit d'une absorption pendant le transport.

La théine s'y trouve en quantité plus considérable que les chimistes ne l'avaient admis jusqu'alors; M. Péligot, en effet, a retiré les quantités suivantes de théine de 100 parties de :

Thé hyson,	2,40
Autre échantillon,	2,36
Mélange à parties égales de poudre à canon, de hyson, d'impérial, de caper et de pékoé,	2,70
Poudre à canon,	4,1
Autre échantillon,	3,3

Mais ces quantités sont insuffisantes pour représenter à l'état de théine tout l'azote de l'infusion.

Au moyen du procédé suivant, M. Péligot est parvenu à constater une proportion de théine plus considérable que celle qu'il avait d'abord obtenue. On ajoute à l'infusion de thé chaude du sous-acétate de plomb, puis de l'ammoniaque; dans la liqueur séparée par la filtration du précipité qui se forme, on fait passer un courant d'hydrogène sulfuré, et l'on évapore à une douce chaleur la liqueur débarrassée du sulfure de plomb; on obtient par le refroidissement une abondante cristallisation de théine, et une eau-mère qui fournit de nouveaux cristaux par une évaporation ménagée. On purifie les premiers cristaux en les faisant cristalliser dans l'eau, et l'on se

sert de leur eau-mère pour dissoudre les seconds, de manière à avoir, par des cristallisations méthodiques, le moins d'eau et le plus de cristaux possible. En procédant ainsi, M. Péligot a retiré 1 gram. 92 de théine cristallisée de 50 grammes de thé poudre à canon, soit 5,81 p. c. Mais il reste un liquide sirupeux qui fournit encore de la théine à l'aide du tannin, de manière qu'en somme 100 parties de ce thé fournissent 6,21 de théine.

Ces expériences prouvent que la théine est la principale matière azotée du thé, et qu'elle y existe en quantité beaucoup plus considérable qu'on ne l'avait admis jusqu'à ce jour.

Mais la portion insoluble dans l'eau bouillante contient aussi un principe azoté qu'on a considéré comme identique avec la caséine du lait. La rencontre de cette matière dans le thé est un fait d'autant plus digne d'intérêt qu'elle s'y trouve dans une très-forte proportion, si, comme cela est vraisemblable, la majeure partie de l'azote contenu dans la feuille épuisée lui appartient. En admettant, en effet, avec MM. Dumas et Caloures, 16 p. 100 d'azote dans la caséine, les feuilles épuisées ne contiendraient pas moins de 28 centièmes de cette matière; le thé, dans son état ordinaire, en renfermerait 14 à 13 p. 100. Toutefois, M. Péligot n'a pas réussi à séparer du thé toute cette caséine.

Dans tous les cas, on voit par ces expériences que le thé renferme une proportion d'azote tout à fait exceptionnelle.

THEBAÏNE. Synonyme : *Paramorphine*. Matière cristalline découverte par Thibouméry dans l'opium; elle a été ensuite examinée par Pelletier et Couerbe. Elle a une saveur âcre et une réaction fort alcaline. Peu soluble dans l'eau, elle se dissout très-bien dans l'alcool et l'éther. Elle fond entre 150 et 150°, et se concrète à 110°. Elle devient électrique par le frottement. L'acide sulfurique, mêlé d'acide nitrique, la colore en rouge de sang. Les acides concentrés la résinifient. Neutralisée par les acides étendus, elle donne des sels cristallisables, d'où elle est précipitée par les acides.

Pour obtenir la thébaïne, on traite une infusion d'opium par l'hydrate de chaux, on lave le précipité, on le dissout dans un acide étendu, on précipite la solution par l'ammoniaque, on dessèche le précipité, et on le dissout dans l'alcool ou l'éther, où la thébaïne cristallise par l'évaporation du liquide.

Formule de la thébaïne cristallisée : $C^{25}H^{14}N^3O^5$.

THÉINE. Voyez CAFÉINE.

THÉOBROMINE. (De θεός, dieu, et βρωμα, aliment.) Matière analogue à la caféine, extraite par M. Woskresensky de la fève de cacao. Pour l'obtenir, on traite des fèves de cacao, telles que les fournit le commerce, par de l'eau distillée; puis on les fait digérer pendant quelque temps au bain-marie, et on passe l'extrait à travers de la toile. Une solution d'acétate de plomb ajoutée avec précaution pro-

duit un précipité abondant, et le liquide clair, purifié de l'excès de plomb, fournit par l'évaporation une substance blanche, contenant encore un peu de la matière colorante de l'eau-mère. Pour la purifier, on la redissout dans de l'alcool bouillant, et on filtre la solution encore chaude; de cette manière, on obtient par le refroidissement une poudre cristalline, blanche et légèrement rougeâtre, qu'on traite de nouveau par l'alcool jusqu'à ce qu'elle soit entièrement pure.

A l'aspect seul, on reconnaît aisément que cette matière n'est point la caféine, mais que c'est un corps particulier, la *théobromine*. C'est une poudre cristalline, d'une saveur amère, analogue à celle de la caféine et de la fève de cacao; cependant, à cause du peu de solubilité de la substance, sa saveur ne se développe que lentement, et a peu d'intensité. La théobromine ne s'altère pas à l'air; à 100°, elle ne perd que 0,01 de son poids; à 230°, elle commence à brunir; et, à une température plus élevée, elle se volatilise en produisant un sublimé cristallin, et en laissant un peu de charbon. Elle est peu soluble dans l'eau bouillante; le liquide refroidi est légèrement opalin, ce qui prouve que la théobromine est encore bien moins soluble dans l'eau froide. De même, elle est encore moins soluble dans l'alcool et l'éther que dans l'eau. Ni les acides ni les alcalis ne la décomposent, et ne forment de combinaison avec elle. Le tannin donne avec elle une combinaison qui se dissout dans un excès d'acide, dans l'alcool, et même dans l'eau bouillante.

La solution aqueuse de théobromine produit, avec une solution étendue de perchlorure de mercure, un précipité blanc, cristallin, peu soluble dans l'eau et l'alcool, et qui est probablement une combinaison de sublimé avec la substance employée.

Formule de la théobromine : $C^8 H^{10} N^6 O^2$.

Il est curieux de voir que la proportion d'azote renfermée dans la théobromine est plus forte que celle de la caséine, substance qu'on considérerait comme la plus azotée de toutes les matières végétales. Si, comme l'admettent MM. Payen et Boussingault, le pouvoir nutritif de ces substances est en raison de l'azote qu'elles renferment, la théobromine sera une des substances les plus nourrissantes. (*Annales de chimie*, année 1842.)

THERMANISME. Synonyme : *Diathermanie*. M. Melloni a découvert que, de même que les corps transparents et colorés absorbent certains rayons de lumière, il y a des substances ayant la propriété de choisir dans le calorique des éléments différents pour les absorber. M. Pouillet a proposé d'appeler *thermanisantes* les substances qui choisissent ainsi des rayons distincts pour les absorber de préférence, et d'appeler chaleur *thermanisée* celle qui a été modifiée par les substances thermanisantes, comme on appelle lumière colorée celle qui a été modifiée par les substances

colorantes. Ainsi, le sel gemme est *diathermanie*, et non *thermanisant*, puisqu'il n'absorbe rien; et la chaleur qui l'a traversé reste chaleur naturelle, c'est-à-dire non thermanisée, puisqu'elle possède tous ses éléments absorbables. D'autres substances pourraient être moins diathermanes que le sel, sans être thermanisantes; il suffirait, pour cela, qu'elles absorbassent en même proportion tous les éléments divers de la chaleur naturelle. Enfin, toutes les sources ne donnent pas nécessairement de la chaleur qui doit être appelée chaleur naturelle; il peut y avoir des sources dont la chaleur soit thermanisée, comme il y a des flammes dont la lumière est colorée. Tout semble indiquer qu'il n'y a réellement aucune lumière chaude, ni aucune chaleur lumineuse; car, en combinant convenablement des substances thermanisantes, comme, par exemple, le verre vert et l'alun, on arrive à absorber presque toute la chaleur, sans presque atténuer l'éclat de la lumière, comme on parvient en sens contraire, avec des verres noirs, ou du cristal de roche enfumé, à absorber presque toute la lumière du soleil, en laissant passer une proportion considérable de sa chaleur. (Pouillet.)

THERMO-ÉLECTRICITÉ. Électricité produite par la chaleur. En 1822, Seebeck, à Berlin, découvrit que des courants électriques sont produits par l'application partielle de la chaleur à un cercle formé de deux conducteurs solides. Ainsi, en joignant à un demi-cercle de bi-smuth un demi-cercle d'antimoine, et en chauffant l'anneau ainsi formé dans une des jointures, on remarque qu'un courant électrique parcourt le cercle, et produit tous les effets électro-magnétiques. Nobili observa que dans tous les métaux, excepté le zinc, le fer et l'antimoine, l'électricité s'écoule de la partie chauffée vers la partie froide. Il attribua le magnétisme terrestre à la différence dans l'action de la chaleur sur les différentes substances dont se compose la croûte du globe. M. Brequet construisit une batterie thermo-électrique avec un seul métal, par lequel il détermina le rapport qui existe entre la chaleur employée et l'intensité de l'électricité produite. Il trouva ainsi que, dans la plupart des métaux, l'intensité du courant augmente avec la chaleur jusqu'à une certaine limite, et que cette loi a bien plus d'extension pour les métaux difficiles à fondre et à s'oxyder.

Les expériences de M. Cumming ont démontré que l'action réciproque d'un aimant et d'un courant thermo-électrique est sujette aux mêmes lois que celle d'un aimant et d'un courant galvanique, et que le courant thermo-électrique présente les mêmes phénomènes de repulsion, d'attraction et de rotation. M. Botto, de Turin, a décomposé l'eau et quelques solutions salines au moyen de la thermo-électricité; mais il n'a pu obtenir aucun phénomène de chaleur ni de lumière.

THERMOGRAPHIE. (De θερμός, chaud, et

γράφω, je trace). Depuis la découverte de Daguerre, M. Moser, de Berlin, a trouvé qu'on peut obtenir sur une surface polie des images sans l'intervention d'aucune lumière; ce qu'il semble attribuer à des radiations calorifiques particulières. M. Draper rappelle, comme un fait connu depuis longtemps, que si l'on pose sur un morceau de verre très-froid, ou mieux sur un miroir métallique à une basse température, un petit objet, par exemple un morceau de métal, qu'on y souffle son haleine, et qu'on enlève ensuite l'objet avec précaution, il apparaît une image de l'objet à chaque nouvelle insufflation, même plusieurs jours après la première expérience. Il cite encore plusieurs autres expériences analogues, d'où il résulte en somme qu'il s'est opéré à la surface du métal une certaine altération mystérieuse des molécules, en conséquence de laquelle les vapeurs s'y condensent inégalement.

Pour obtenir de bons résultats en répétant cette expérience si simple, M. Draper pense qu'il est nécessaire d'employer des métaux différents. Ainsi, une pièce d'or ou de platine, sur une plaque de cuivre ou d'argent, donne une image bien prononcée; tandis que le cuivre et l'argent n'en donnent que de très-faibles sur leurs propres métaux. Pour avoir, par ce procédé, les plus fortes empreintes, il faut décidément poser de mauvais conducteurs de la chaleur sur de bons. La véritable nature de l'électrographie reste encore à expliquer.

THERMOMÈTRE. (De θερμός, chaud, et μέτρον, mesure.) On donne ce nom à un instrument destiné à mesurer la température de l'air, et de tout autre corps liquide ou gazeux. Cet instrument est impropre à mesurer une chaleur trop élevée; on se sert, dans ce cas, du *pyromètre* (Voyez ce mot). On ignore à qui revient l'honneur de la découverte du thermomètre. Les uns l'attribuent à Galilée (M. LIBRI, *Histoire des sciences mathématiques en Italie*, t. IV, p. 189), les autres à Fr. Bacon ou à Fludd, ou à Drebbel ou à Sancelmus. Quant à moi, je ne suis pas éloigné de croire que c'est Van-Helmont qui a eue la première idée de la construction d'un thermomètre. Van-Helmont, s'indignant de ce qu'un certain Heer lui reproche d'avoir poursuivi la chimère du mouvement perpétuel, dit qu'il s'était servi d'un instrument de sa propre invention, non pour chercher le mouvement perpétuel, mais pour constater que l'eau, renfermée dans une tige creuse de verre terminée par une boule, monte ou descend, suivant la température du milieu ambiant (*juxta temperamentum ambientis*). Cette idée, jetée au hasard (*Ortus medicinae*, p. 50, édit. Lugdun., 1 vol. in-fol., 1636), devait être un jour féconde en résultats.

La construction du thermomètre repose sur la dilatation régulière qu'éprouvent les corps, surtout les liquides, sous l'influence de la chaleur. Le thermomètre imaginé, vers la fin du dix septième siècle, par l'Académie del Cimen-

to, est composé d'une boule de verre, à laquelle est soudé un tube de même matière. On remplit une partie de cette boule d'alcool colore en rouge; on scelle hermétiquement le bout du tube, et l'on fixe l'instrument sur une plaque divisée en parties égales. La chaleur fait dilater la liqueur, et le froid la condense. Les degrés de chaleur sont donc marqués en montant, et ceux de froid en descendant; mais ils ne se rapportent à aucun terme connu. Ce n'est donc pas la un instrument donnant une mesure comparative.

Amontons, au commencement du dix-septième siècle, conçut le premier l'idée d'un thermomètre comparable. A cet effet, il mit à profit les découvertes qu'on venait de faire: la première était que la force élastique de l'air augmente d'autant plus par le même degré de chaleur, que ce gaz est chargé d'un plus grand poids; la seconde, que l'eau une fois entrée en ébullition ne devient pas plus chaude, quel que soit le degré de chaleur qu'on lui applique. Cette dernière découverte fut de la plus haute importance; elle fut bientôt suivie d'une autre non moins remarquable. Black démontra expérimentalement un fait déjà entrevu avant lui, savoir, que la glace fondante conserve invariablement le même degré de température, tant qu'il reste encore une portion à fondre, et quel que soit le degré de chaleur qu'on lui applique. Ces deux découvertes fournirent les deux termes fixes et comparables du thermomètre de Réaumur, dont l'emploi est encore aujourd'hui répandu, surtout en Allemagne. Par des procédés très-ingénieux (*Mémoires de l'Acad. des sciences*, année 1750, p. 432), Réaumur parvint à connaître le rapport de capacité de la boule à celle du tube, ainsi que le degré de dilatabilité de l'alcool qu'il employait. Il choisit pour cela l'alcool, qui, depuis la température de la glace fondante jusqu'à celle de l'eau bouillante, se dilate de $\frac{80}{1000}$; c'est-à-dire que 1000 parties en volume de cet alcool, plongées dans la glace fondante, occupent 1080 parties en volume, étant plongées dans de l'eau bouillante. Réaumur commença la graduation de son échelle thermométrique au point de la congélation de l'eau, et la marqua par 0°. Le degré de dilatation que reçoit la liqueur par la température des caves profondes, fut marqué par 10° 1/4; celui qu'elle reçoit par la chaleur animale, 50° 1/2; enfin celui qu'elle reçoit dans un vaisseau ouvert par la chaleur de l'eau distillée bouillante, le baromètre étant à 28 pouces (737, mill. 70) fut marqué par 80°. Le 0° et 80° sont donc les deux termes de comparaison dans le thermomètre de Réaumur. L'échelle depuis 0° jusqu'à 80° est divisée en 80 parties égales, appelées *degrés*. Le chiffre indiquant un de ces degrés est précédé du signe +, ou le plus ordinairement il n'est précédé d'aucun signe. Les températures les plus élevées de l'air atmosphérique ne dépassent guère 60°, quelque chaud que soit le climat. Pour la construction des

thermomètres destinés à mesurer des changements atmosphériques, il est inutile de pousser la graduation de l'échelle au delà de 50°. Il n'en est pas de même des températures basses, qui, en hiver et dans les contrées froides, peuvent être de plus de 40 degrés au-dessous de zéro. La graduation de l'échelle doit donc être continuée au-dessous de 0°. Les chiffres indiquant les degrés au-dessous de ce terme fixe, sont toujours précédés du signe —.

Dans le *thermomètre centigrade* (thermomètre de Celsius), l'échelle est divisée en 100 degrés, 0° représentant la température de la glace fondante, et 100° l'eau bouillante. C'est le thermomètre qui est aujourd'hui généralement employé. Dans le *thermomètre de Fahrenheit*, exclusivement adopté en Angleterre, 32° marque la glace fondante, et 212° l'eau à l'état d'ébullition.

En multipliant les degrés du thermomètre de Réaumur par $\frac{5}{4}$, on les transforme en degrés centigrades; et, réciproquement, en multipliant les degrés centigrades par $\frac{4}{5}$, on les transforme en degrés de Réaumur. Pour convertir en degrés centigrades une température exprimée en degrés de Fahrenheit, il suffit d'en retrancher 32, et de multiplier le reste par $\frac{5}{9}$.

Les liquides employés pour les thermomètres sont presque exclusivement l'alcool et le mercure. On peut construire des thermomètres à mercure qui marquent jusqu'à 530 degrés, mais il est impossible qu'ils marquent au delà; car cette température est voisine du point d'ébullition du mercure. Au-dessous de 0°, le thermomètre à mercure ne donne des indications justes que jusqu'à — 50° ou — 53°; car il approche alors de son point de congélation, où il éprouve des modifications brusques. On fait le plus souvent usage du thermomètre à mercure dans les laboratoires de physique et de chimie, pour constater les points d'ébullitions des huiles et d'autres corps liquides. Pour les recherches auxquelles on veut donner un certain degré d'exactitude, il faut employer des thermomètres qui n'aient que 13 ou 20 degrés d'échelle. L'un, marquant, par exemple, — 30° à — 20°; un autre, — 5° à + 10°; un troisième, + 10° à + 23°, etc. Dans ce cas, les réservoirs ne contiennent que très-peu de mercure, les tubes sont d'un diamètre intérieur très-fin, et chaque degré peut être divisé en un grand nombre de fractions. Ces thermomètres ont le double avantage de prendre rapidement la température ambiante, et de l'indiquer avec une grande précision. Pour les graduer, il faut se servir d'un *thermomètre étalon*, c'est-à-dire, d'un thermomètre gradué à la glace fondante et à l'eau bouillante. Pour déterminer le point fixe exprimé par 100° (thermomètre centigrade), il importe de faire usage d'une eau bien pure (distillée); car l'eau impure ou salée exige une température un peu plus élevée pour entrer en ébullition. Il faut, en outre, déterminer avec exactitude l'état barométrique; car le point d'ébullition

varie suivant que la pression atmosphérique est plus ou moins grande.

Comme le thermomètre à mercure est susceptible du plus grand degré d'exactitude, nous allons en communiquer ici la description, empruntée à M. Pouillet. Les principaux moments de cette opération consistent, 1° à préparer le tube thermométrique, 2° à introduire le liquide, 3° à former le thermomètre, 4° à le graduer.

« Les tubes de thermomètre doivent avoir un diamètre intérieur qui soit partout le même, afin que les longueurs égales correspondent à des volumes égaux. Pour s'assurer de cette condition, on fait passer, dans l'intérieur du tube que l'on veut employer, une petite colonne de mercure de 1 ou 2 centimètres de longueur; ensuite, par une légère pression que l'on peut exercer avec une vessie de gomme élastique, on fait courir cette colonne d'un côté ou de l'autre, jusqu'à ce qu'elle ait parcouru toute l'étendue du tube en présence d'une échelle divisée. Si, dans chaque position, elle occupe la même longueur, on est très-sûr que le tube est cylindrique; et, pour l'employer à la construction d'un thermomètre, il ne reste plus qu'à y souffler une boue, ou à y souder un réservoir cylindrique. Si, au contraire, elle occupe des longueurs inégales, il est nécessaire de calibrer le tube, c'est-à-dire, de marquer sur toute sa longueur les intervalles plus ou moins grands qui correspondent au volume constant de la colonne, ou à des *capacités égales*. Pour introduire le liquide, on chauffe le réservoir afin d'en dilater l'air, et ensuite on plonge rapidement l'extrémité du tube dans un bain de mercure. Le refroidissement qui a lieu diminue l'élasticité de l'air intérieur, et la pression atmosphérique force le liquide à monter de plus en plus; il suffit qu'il en arrive seulement quelques gouttes dans le réservoir. Alors, retournant l'appareil pour le chauffer de nouveau jusqu'à l'ébullition du liquide, les vapeurs de mercure en remplissent bientôt toute la capacité, l'air est complètement chassé; et cette fois, en plongeant très-vite l'extrémité du tube dans le bain de mercure, on est presque assuré qu'il le remplira complètement. Avant de fermer le thermomètre, on en *régle la course*, c'est-à-dire que l'on fait sortir ou rentrer du liquide jusqu'à ce que le sommet de la colonne corresponde à peu près à la hauteur que l'on veut choisir pour la température moyenne; ensuite on ferme à la lampe l'extrémité du tube. Cette opération se fait de deux manières: 1° en faisant le vide au-dessus de la colonne thermométrique, 2° en y laissant l'air. Dans le premier cas, on commence par effiler l'extrémité du tube, et, après cela, on chauffe la boue sur des charbons jusqu'au point de faire sortir une petite goutte de liquide. A cet instant même, on dirige le dard du chalumeau sur l'extrémité du bec effilé du tube; le verre se fond, et le tube est fermé; il ne reste plus qu'à l'ar-

rondir, en le présentant au dard de la lampe après que la colonne s'est retirée par le refroidissement. Dans le second cas, le thermomètre étant à la température *ambiante*, c'est-à-dire, à la température de l'air environnant, on présente l'extrémité du tube au dard de la lampe, et on le ferme hermétiquement; ensuite on le maintient rouge et à peu près en état de liquéfaction pendant quelques instants, et alors, chauffant rapidement le réservoir, soit avec la main, soit avec une lampe, la colonne monte; l'air est repoussé, et, par la pression qu'il exerce au sommet du tube sur le verre fondu, il forme une espèce de réservoir qui est plus ou moins grand, suivant que l'air y est refoulé avec plus ou moins de force. Ce réservoir supérieur est presque toujours nécessaire lorsqu'on laisse de l'air dans l'appareil. La *graduation* du thermomètre consiste à marquer les *deux points fixes*, et à diviser en parties égales l'intervalle qui les sépare. Les points fixes qui sont généralement adoptés sont celui de la glace fondante et celui de l'eau bouillante. Pour marquer le point de la glace fondante, on plonge dans un vase rempli de glace pilée le réservoir du thermomètre, et toute la partie de la tige dans laquelle il se trouve du liquide. La température ambiante étant plus haute que 0°, la glace fond peu à peu, et toute la masse se maintient à la température fixe de la glace fondante. Après quelques instants, le thermomètre a pris cette température; il reste parfaitement stationnaire, et l'on marque le point précis où il se trouve; on le marque sur le tube d'abord à l'encre, et ensuite on y fait un trait au diamant; c'est le 0° ou le point de départ de notre échelle *thermométrique*. Pour marquer le point de l'ébullition, on prend un vase à long col, dans lequel on fait bouillir de l'eau distillée; après quelques instants d'ébullition, la vapeur en a chauffé également toutes les parties, et elle s'échappe par les ouvertures latérales; alors le thermomètre est enveloppé de toutes parts d'un bain de vapeur dont la température est partout la même, et partout égale à la température de la première couche d'eau bouillante. Bientôt la colonne arrive à un point fixe qu'elle ne peut plus dépasser; c'est le point d'ébullition: on le marque d'abord à l'encre, et ensuite au diamant. Si, au moment de l'expérience, la hauteur du baromètre était sensiblement différente de 760 mm., il faudrait faire une correction, que l'on trouve indiquée dans des tables destinées à cet usage. L'intervalle des deux points de la glace fondante et de l'eau bouillante est divisé en 100 degrés ou en 100 parties d'égale capacité; les divisions sont continuées au-dessus et au-dessous de ces points, et leur ensemble forme l'échelle *thermométrique*. Quand le tube a été reconnu exactement cylindrique, il suffit de le mettre sur une machine à diviser, de compter le nombre des tours de vis nécessaires pour parcou-

rir tout l'espace compris entre les points de glace fondante et d'eau bouillante, d'en prendre la centième partie, qui représente alors le nombre des tours et des fractions de tour qu'il faut faire, en partant de zéro, pour que le diamant arrive aux points successifs où il doit faire ses traits de 1°, 2°, etc. Quand le tube n'a pas été reconnu cylindrique, il a été calibré, c'est-à-dire divisé, par exemple, en 20 parties de capacités égales, dont chacune peut être regardée comme cylindrique. On estime d'abord combien il y a de ces capacités entre les points de glace et d'ébullition, soit, par exemple, 13.73; chaque degré correspond donc à 0,1373; on sait d'ailleurs que la première, celle dans laquelle se trouve le zéro, correspond à n tours de la machine à diviser; la deuxième, à n' tours, etc. Ainsi, en partant du zéro, il faudra faire un nombre de tours $0,1373 n$, pour arriver à 1°; puis, quand on sortira de cette capacité pour passer à la suivante, il faudra, pour chaque degré ou fraction de degré, faire un nombre de tours à raison de $0,1373 n'$ pour 1°, etc. Tous les thermomètres à mercure, construits d'après ces principes, sont des instruments *comparables*, c'est-à-dire qu'ils marchent ensemble, et indiquent en même temps le même nombre de degrés. En effet, deux volumes d'un même corps étant pris à 0° si on les porte à une autre température, de telle sorte que l'un d'eux se dilate, par exemple, de la millième partie de son volume à 0°, l'autre se dilatera aussi de 1/1000 partie de son volume à 0°; par conséquent, deux thermomètres à mercure doivent marquer en même temps 1°, 2°, 3°, etc., parce qu'ils doivent prendre en même temps le centième, les 2 centièmes, les 3 centièmes, etc., de l'accroissement de volume qu'ils sont susceptibles de prendre en passant de 0° à 100°.

« Cependant, ce raisonnement n'est vrai qu'en supposant le mercure contenu dans des vases ou dans des enveloppes solides de même nature; car, dans les thermomètres, ce n'est pas la *dilatation absolue* du mercure que l'on observe, mais sa *dilatation apparente*, c'est-à-dire la différence qui existe entre l'accroissement de volume du mercure et l'accroissement de capacité de l'enveloppe qui le contient. Si le verre se dilatait autant que le mercure, le thermomètre resterait stationnaire à toutes les températures; et même, si l'enveloppe du verre se dilatait plus que le liquide qu'elle contient, les augmentations de hauteur feraient baisser le thermomètre, au lieu de le faire monter. Pour que les thermomètres soient rigoureusement comparables, il faut donc que leurs enveloppes soient également dilatables. » (Ponillet.)

Les thermomètres ont été variés à l'infini. Nous n'en indiquerons ici que les principaux et les plus modernes.

Thermomètre de Breguet. Cet instrument est très-connu. Il se compose d'un petit

ruban de métal, de 1 à 2 millimètres de largeur, qui est roulé en spire. Le ruban de la spire est composé de trois couches métalliques superposées, argent, or, platine. Par l'inégale dilatation du platine et de l'argent, la spire se tord on se détord, à mesure que la température s'élève ou s'abaisse; une aiguille indique ces mouvements.

Thermomètre à cadran. La pièce la plus essentielle de cet instrument est une lame de compensation, composée de cuivre et d'acier. Les mouvements très-petits que produit la dilatation des métaux sont amplifiés par des bras de levier et des engrenages de roues. Les 150° du thermomètre centigrade correspondent environ à une révolution entière de l'aiguille sur un cadran. Cet instrument doit être gradué sur le thermomètre à mercure au moins de dix en dix degrés.

Thermomètre différentiel de Leslie. Cet instrument est destiné à mesurer souvent de très-légères différences de température entre deux points donnés simultanément. Sa construction repose sur la dilatation de l'air, qui est à peu près vingt fois plus considérable que celle du mercure. Un degré de ce thermomètre correspond à 1/10 degré environ du thermomètre centigrade. La boule exposée à la variation de la température est appelée *boule focale*, qu'il faut séparer de l'autre boule par un écran, afin d'éviter l'influence du rayonnement du calorique.

Thermomètre à poids ou à déversement. Cet instrument a été employé avec avantage par Dulong et Petit, pour étudier l'action des températures élevées sur des corps solides. La température est mesurée, non plus par le volume, mais par le poids du mercure qui sort (se déverse) de la tige de verre qui le renferme. Dans ces thermomètres à mercure et à tige, formés de verre, la valeur de 1° est toujours $\frac{1}{6480}$ du réservoir. On peut donc supprimer la tige, et recueillir le poids p' du mercure qui sort, lorsqu'on porte l'appareil de 0° à une température quelconque t ; cette température contiendra autant de degrés qu'il y a de fois $\frac{1}{6480}$ dans $\frac{v'}{p - p''}$ n exprimant le poids du mercure que l'appareil renferme à 0°; par conséquent,

$$t = \frac{6480 p'}{p - p''}$$

Les températures déduites de cette formule sont identiques avec celles qu'indiquerait un thermomètre à tige exactement gradué.

Thermomètre à maximum de M. Hatfordin. Cet instrument est surtout destiné à mesurer la température à de grandes profondeurs, portant à sa partie supérieure un réservoir de déversement d'une forme particulière, dans lequel se prolonge en pointe isolée le tube de la tige. Le *thermomètre à minimum* du même inventeur est encore un thermomètre à mercure ordinaire mais à la par-

tie inférieure de la tige se trouve un petit réservoir d'alcool dans lequel plonge la pointe isolée qui termine le tube, et à la partie supérieure il y a un réservoir également rempli d'alcool.

THIOCYANURES. Voyez SULFOCYANURES.

THIONURIQUE (Acide). Matière cristallisée en aiguilles inaltérables à l'air, découverte par MM. Liebig et Woelher. On l'obtient par l'action simultanée de l'acide sulfurique et de l'ammoniaque sur l'alloxane, et en décomposant le thionurate de plomb par l'acide sulfhydrique.

L'acide thionurique est très-soluble dans l'eau; sa dissolution concentrée se prend, par l'ébullition, en une bouillie blanche, cristalline, qui est l'*uramide*; le liquide qui surnage renferme de l'acide sulfurique libre. Formule: C⁸ N³ H⁷ O⁴ S².

L'acide thionurique produit avec les alcalis des sels (*thionurates*) très-solubles et cristallisables. Les thionurates terreux sont très-peu solubles, et renferment en général 2 équivalents de base pour 1 équivalent d'acide. Traités par l'acide sulfurique concentré, ils dégagent de l'acide sulfureux.

Le *thionurate d'ammoniaque* cristallise en paillettes nacrées, qui deviennent roses à 100°, en perdant 2 équivalents d'eau de cristallisation. Chauffé avec un acide minéral, il se décompose comme l'acide thionurique.

Les *thionurates de chaux* et de *baryte* cristallisent en prismes microscopiques.

THIOSIAMINE. MM. Varentrapp et Will ont donné ce nom à une combinaison d'ammoniaque et d'essence de moutarde. Elle est inodore, d'une saveur amère, soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, dans l'alcool et l'éther. Elle fond à 70°, et se décompose à 200° en ammoniaque et en un nouveau corps basique, résinoïde, très-peu soluble dans l'eau. La thiosiamine forme avec les acides des sels cristallisables. On l'obtient en laissant l'essence de moutarde en contact avec trois ou quatre fois son volume d'une solution aqueuse d'ammoniaque concentrée; le mélange se prend au bout de quelque temps en une masse cristalline. Formule: C⁸ H¹⁶ N² S².

THORIUM. Synonyme: *Thorium*. Corps simple, gris, pulvérulent; il acquiert, par le frottement, un éclat métallique semblable à celui du plomb. Il brûle au-dessus de la température rouge, avec une lumière très-vive, et se convertit en oxyde de thorium (*thorine*).

Le thorium produit avec du soufre (par la voie sèche) un sulfure jaune. L'acide chlorhydrique dissout le thorium avec dégagement d'hydrogène; il se produit un chlorure de thorium.

Le thorium existe (combiné avec l'oxygène) dans la *thorine*, dont il a été, pour la première fois, extrait en 1828, par M. Berzelius.

Lorsqu'on traite à chaud, par le potassium,

le chlorure de thorium pur, il se produit du chlorure de potassium soluble, et le thorium se précipite sous forme de poudre grise.

Oxyde de thorium. Synonymes : *Oxyde de thorinium*; *Thorine*; *Terre de thorium*. La thorine est une substance blanche, pulvérisable, insipide et inodore. C'est la terre la plus pesante; c'est elle qui aurait dû recevoir le nom de *baryte* (du grec βάρυς, pesant); car sa densité est 9,4. La thorine est infusible. La thorine calcinée et anhydre n'est pas attaquée par les acides. A l'état d'hydrate, elle se dissout dans les acides et même dans les carbonates alcalins. Ces dissolutions se troublent par l'ébullition.

En se combinant avec l'acide sulfurique, la thorine donne un sulfate de thorine plus soluble à froid qu'à chaud. Ce caractère rapproche la thorine de la chaux.

Le cyanoferrure de potassium et l'acide oxalique précipitent les sels de thorine en blanc. Les sulfures solubles les précipitent en jaune (sulfure de thorium).

La thorine existe dans la thorite, minéral très-rare qui se rencontre près de Brevig en Norvège. Elle existe encore dans le pyrochlore de l'Oural (Wochler).

On prépare la thorine en traitant la thorite par l'acide chlorhydrique, et en précipitant la dissolution par un alcali.

Formule du thorium, Th = 745,86.

THUYA. Cet arbre (*Thuya occidentalis*), de la famille des conifères, contient une huile essentielle particulière, distincte de l'essence de térébenthine. Cette huile, parfaitement incolore quand elle est récemment préparée, ne tarde pas à se colorer en jaune; c'est elle qui communique au thuya l'odeur qui lui est propre; sa saveur est âcre, elle est très-soluble dans l'alcool et dans l'éther.

Soumise à la distillation, l'huile de thuya commence à bouillir à 190 degrés, et donne, entre 195 et 197°, un produit de distillation incolore; à partir de 197°, le point d'ébullition s'élève rapidement jusqu'à 206°, et le liquide qui passe est coloré en jaune.

Le produit obtenu à 195 degrés a donné, en 100 parties : carbone, 71; hydrogène, 10,61; oxygène, 18,59; tandis que le produit qui distille de 197 à 206° contient : carbone, 76,15; hydrogène, 10,67; oxygène, 15,20.

L'huile de thuya est donc un mélange au moins de deux huiles oxygénées, et ne paraît pas contenir d'hydrogène carboné.

Le potassium s'oxyde dans l'huile de thuya, sans dégagement d'hydrogène, et la transforme en une matière résineuse. En saturant, par un acide, la liqueur alcaline qui surnage la combinaison résineuse provenant de l'action de la potasse sur l'huile de thuya, on obtient une petite quantité d'une huile qui possède les propriétés caractéristiques du *carvaerol*.

L'iode, en se dissolvant dans l'huile de thuya, paraît donner, entre autres produits,

deux carbures d'hydrogène particuliers : l'un d'eux, que M. Schweitzer désigne sous le nom de *thuyon*, est incolore, et doné d'une odeur qui rappelle celle de l'huile de térébenthine; sa saveur est âcre; il est plus léger que l'eau, et bout entre 165 et 175° (*Journal d'Erdmann et Marchand*, année 1844.)

TIERCE. On appelle ainsi la soixantième partie d'une seconde, ou la 3600^e partie d'une minute d'heure ou de degré. On représente cette mesure par trois petits traits placés à droite et en haut du chiffre. Ainsi, 10^{'''} signifie dix tierces.

On donne aussi le même nom à un des intervalles de la musique. Il y en a de deux espèces : la *tierce majeure* et la *tierce mineure*. La première comprend quatre demi-tons, deux cordes donnent la tierce majeure. Lorsque les nombres de leurs vibrations, dans le même espace de temps, sont dans le rapport de 4 : 3. La tierce mineure comprend trois demi-tons. Deux cordes donnent la tierce mineure, lorsque les nombres de leurs vibrations, dans le même espace de temps, sont dans le rapport de 3 : 2.

TISSU. On donne ce nom à toute trame organique destinée à protéger les parties essentielles d'un être vivant. Les tissus ont été divisés par les chimistes en ceux qui, par l'ébullition dans l'eau, fournissent de la gélatine, et ceux qui, par ce même traitement, donnent de la chondrine. M. Scherer a publié à ce sujet un mémoire important inséré dans les *Annalen der Chemie*, année 1842.

Tissus gélatineux. Le tissu cellulaire fournit de la gélatine; mais comme il est d'une composition complexe, et qu'il est toujours mêlé d'autres substances, les résultats analytiques qu'il donne ne sont pas très-concluants. Les tendons, convenablement purifiés, des membranes tégumentaires, puis macérés pendant quelque temps dans l'eau légèrement salpêtrée, et enfin lavés avec soin à l'eau froide, ont été épuisés par l'alcool et l'éther bouillants. L'analyse a fourni les résultats suivants :

Carbone,	30,774
Hydrogène,	7,132
Azote,	13,520
Oxygène,	25,744
	100,000

La *sclérotique* paraît également appartenir aux tissus gélatineux, bien que son peu de solubilité à l'ébullition la rapproche plutôt de la chondrine. Après avoir été bouillie avec de l'alcool et de l'éther, elle a laissé 2 pour 100 de cendre par la combustion.

Composition :

Carbone,	30,993
Hydrogène,	7,073
Azote,	13,725
Oxygène,	25,207
	100,000

En admettant pour base, dans toutes ces analyses, la formule de la protéine, telle

qu'elle a été indiquée plus haut, et en maintenant le nombre des équivalents de charbon comme quantité invariable, on obtient la formule suivante pour le tissu gélatineux : $C^{96} H^{102} N^{15} O^{15}$.

Cette formule exige en centièmes :

Carbone,	80,207
Hydrogène,	7,001
Azote,	18,170
Oxygène,	21,622
	100,000

Tissus donnant de la chondrine. La chondrine, signalée comme un principe particulier par J. Müller, et soumise à l'analyse par M. Mulder, se rencontre dans les cartilages permanents dans les os avant l'ossification, dans la cornée de l'œil, et, suivant M. Müller, dans certaines tumeurs pathologiques des os. Afin d'examiner ce principe dans son état naturel et non altéré, M. Scherer l'a extrait de la cornée ainsi que des cartilages costaux de jeunes veaux. Les cartilages costaux sont râclés avec un couteau, puis macérés dans l'eau légèrement salpêtrée, pour enlever de l'albumine s'il y en a, et enfin bouillis avec de l'alcool et de l'éther, afin de les purifier de matières grasses.

Résultats de l'analyse :

Carbone,	50,893
Hydrogène,	6,982
Azote,	14,908
Oxygène,	27,251
	100,000

La chondrine paraît être de la protéine + 1 eau + 3 oxygène.

Tunique moyenne des artères. C'est une membrane blanche, jaunâtre, fort élastique, qui toutefois se déchire assez aisément, malgré son épaisseur. Les fibres dont elle se compose s'entacent par couches circulaires autour des artères, et se divisent facilement dans le sens de ces couches. Le diamètre de chacune de ces fibres est de 1/300 à 1/1600 de ligne.

On purifie cette membrane comme les tissus précédents. Séchée à 100°, elle laisse pour 0,322 gr. de matière, 0,009 de cendre = 1,7 p. c.

Résultats analytiques :

Carbone,	55,595
Hydrogène,	6,975
Azote,	15,560
Oxygène,	21,271
	100,000

La formule empirique, déduite de ces nombres, est : $C^{96} H^{76} N^{12} O^{16}$. La tunique des artères ne se distingue donc de la protéine que par 2 atomes d'eau.

Un autre tissu fort répandu dans l'organisme

	a	b
Carbone,	51,529	50,632
Hydrogène,	6,687	6,769
Azote,	17,956	17,956
Oxygène,	25,813	24,815
Soufre,		
	100,000	100,000

animal, et que l'on peut considérer comme le tissu protecteur des organes contre les influences extérieures trop énergiques, c'est le *tissu corné*. Le rôle que le tissu corné est destiné à remplir lui assigne nécessairement un caractère chimique bien défini, et le rend moins propre aux métamorphoses que les autres tissus. En effet, une fois développé, il n'est que peu ou point sujet à la résorption de ses parties, et ne s'use que d'une manière mécanique; cela explique aussi sa constitution chimique, qui est celle d'un corps fort oxygéné, pour ainsi dire arrivé à l'état de repos, et résistant aux influences ordinaires. Ce tissu se rencontre dans l'organisme animal, principalement sous deux formes : comme *tissu membraneux* et comme *tissu compacte*. La première modification de ce tissu constitue, comme on sait, l'épiderme ou la peau extérieure, ainsi que l'épithélium dans ses diverses formations. Le tissu compacte constitue les poils, la corne, les ongles, les sabots, etc.

1. *Tissu corné membraneux.* M. Scherer a choisi pour l'analyse de ce tissu l'épiderme de la plante du pied, parce que là il présente le plus d'épaisseur et peut s'obtenir le plus aisément. Il est lavé avec de l'eau, puis bouilli avec de l'éther et de l'alcool.

Composition :

Carbone,	50,732
Hydrogène,	6,761
Azote,	17,225
Oxygène,	25,262
Soufre,	
	100,000

II. *Tissu corné compacte.* A. *Poils.* M. Scherer les coupa fins, les lava à l'eau, et les fit bouillir avec de l'alcool et de l'éther.

a. *Poils de barbe.* Ils laissèrent 0,72 p. 100 de cendre, après avoir été séchés à 100°. Brûlés avec du chromate de plomb, ils donnèrent, pour 0,513 gr. de matière, 0,636 d'acide carbonique, et 0,212 d'eau.

b. *Cheveux blancs.* 0,5 p. 100 de cendre. La combustion avec le chromate de plomb donna, pour 0,236 gr. de matière, 0,469 d'acide carbonique, et 0,190 eau.

c. Les mêmes, brûlés par l'oxyde de cuivre, donnèrent, pour 0,522 gr., 0,375 d'acide carbonique, et 0,190 eau.

d. *Cheveux bruns.* Avec le chromate de plomb, pour 0,223 gr. de matière, 0,412 d'acide carbonique, et 0,151 eau.

e. *Cheveux entièrement noirs* d'un Mexicain. 2 p. 100 de cendre; 0,268 gr. donnèrent 0,173 d'acide carbonique, et 0,137 eau.

Ces analyses, calculées en centièmes, donnent les nombres suivants :

	a	b	c	d	e
Carbone,	51,529	50,632	49,545	50,622	49,955
Hydrogène,	6,687	6,769	6,376	6,615	6,651
Azote,	17,956	17,956	17,956	17,956	17,956
Oxygène,	25,813	24,815	26,115	24,829	25,198
Soufre,					
	100,000	100,000	100,000	100,000	100,000

B. De la corne du buffle, purifiée de la même manière que les substances précédentes, a donné 0,7 p. de cendres.

Composition en centièmes :

Carbone,	51,162
Hydrogène,	6,397
Azote,	17,284
Oxygène,	} 21,937
Soufre,	
	100,000

C. Ongles. Purifiés par le même procédé, les ongles ont donné 0,3 p. c. de cendres; 0,199 gr. de substance ont donné 0,564 acide carbonique et 0,121 eau.

Ce qui fait en centièmes :

Carbone,	50,089
Hydrogène,	5,824
Azote,	20,901
Oxygène,	} 25,186
Soufre,	
	100,000

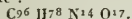
On peut aisément s'assurer de la présence du soufre dans ces substances en les dissolvant dans la potasse caustique, et en y ajoutant de l'acide acétique. Il s'en développe alors une odeur très-forte d'hydrogène sulfuré.

D. Laine. Bouillie avec de l'alcool et de l'éther, elle a donné 2 p. c. de cendres par la calcination.

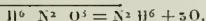
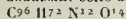
Déduction faite de la cendre, l'analyse a donné :

Carbone,	50,635
Hydrogène,	7,029
Azote,	17,710
Oxygène,	} 24,603
Soufre,	
	100,000

Lorsqu'on essaye de déduire de ces analyses une formule ayant un certain rapport avec celle de la protéine, on arrive à l'expression suivante :



Et en déduisant celle de la protéine :



c'est-à-dire la matière cornée serait de la protéine + de l'ammoniaque + 5 oxygène.

Lorsqu'on dissout dans la potasse de la corne, des poils, de la laine, ou d'autres substances cornées, il se développe de l'ammoniaque; si l'on ajoute de l'acide sulfurique à la solution filtrée, qu'on sépare le précipité par un filtre et qu'on distille le nouveau liquide filtré, il passe une liqueur acide qui se comporte, avec les réactifs, absolument comme de l'acide acétique étendu.

Lorsqu'on précipite par de l'acide acétique la solution alcaline de la corne ou des poils, il se dépose un corps parfaitement soluble dans un excès d'acide acétique, et qui se comporte entièrement comme de la protéine pure. Si l'on sépare d'abord par le filtre le précipité gris qui se produit le premier, et qu'on ajoute

encore un peu d'acide acétique ou liquide filtré, il se forme un nouveau précipité, a moins que la première dose d'acide acétique n'ait été trop forte; ce précipité est blanc jaunâtre, et diffère du précédent par sa composition. Le précipité ainsi obtenu avec les poils a donné 0,5 p. c. de cendre, après avoir été purifié par l'éther et l'alcool.

0,402 gr. brûlés par le chromate de plomb ont donné 0,796 acide carbonique et 0,238 eau.

0,180 gr. ont donné 0,436 chloroplatiné d'ammonium = 13,727 p. c. d'azote.

La détermination quantitative de l'azote, par la combustion avec l'oxyde de cuivre, a donné, dans 3 analyses, une moyenne de 1 : 7,0.

Le précipité, formé en premier lieu dans la dissolution de la corne, a donné, par le chromate de plomb, pour 0,253 gr. de substance, 0,471 acide carbonique, et 0,131 eau.

0,234 gr. brûlés avec de l'oxyde de cuivre ont donné 0,199 acide carbonique et 0,162 eau. 6 tubes ont donné, dans une détermination quantitative avec de l'oxyde de cuivre, une moyenne de 1 : 6,9, 0,520, brûlés avec de la chaux potassée, ont fourni 0,786 chloroplatiné ammoniacal = 13,393 p. c. d'azote.

Résumé analytique :

Protéine des poils.	Protéine de la corne.	
Carbone,	51,746	55,408
Hydrogène,	7,129	7,358
Azote,	13,727	13,393
Oxygène,	22,398	21,764
	100,000	100,000

A ces substances cornées vient encore se rattacher, en raison de sa composition, la pellicule qui sert d'enveloppe à l'albumine, et qui tapisse intérieurement la coque de l'œuf.

Cette membrane renferme également du soufre; elle contient en centièmes :

Carbone,	50,674
Hydrogène,	6,608
Azote,	10,664
Oxygène,	} 52,037
Soufre,	
	100,000

Plumes. On compte ordinairement ces produits de l'économie animale parmi les tissus cornés; cependant M. Scherer a trouvé une certaine différence entre la composition des plumes et celle des tissus cornés proprement dits, comme on va le voir.

M. Scherer a soumis à l'analyse des barbes et des tuyaux de plume, après les avoir purifiés avec de l'alcool et de l'éther, et séchés à 100°.

Résultats obtenus :

Pour les barbes de plume :	
Carbone,	50,454
Hydrogène	7,110
Azote,	17,582
Oxygène,	24,771
	100,000

Pour les tuyaux de plume :

Carbone,	32,427
Hydrogène,	7,215
Azote,	17,395
Oxygène,	22,467
	100,000

Cette composition coïncide avec la formule :
 $C^{36} H^{78} Az N O^{16}$.

On voit, en la comparant avec celle de la corne, que la matière des plumes renferme 1 atome d'oxygène de moins que la matière cornée.

TITANE. Ce nom rappelle celui des Titans, ouvriers de Vulcain, travaillant dans les forges de l'Étna. Il a été donné à un corps simple qu'on rencontre dans les scories des hauts fourneaux. On l'appelle quelquefois *menakane*, de l'espèce minérale *menakanite*. Le titane qu'on trouve dans les scories des hauts fourneaux est cristallisé en petits grains cubiques brillants, d'un rouge de cuivre légèrement jaunâtre; ses grains sont si durs qu'ils rayent le cristal de roche. Il est facile à réduire en poudre. Son poids spécifique est 3,5. Il est complètement infusible. Le titane obtenu par la réduction du chlorure de titane au moyen de l'ammoniaque est pulvérulent, noir, et prend, par le frottement, l'éclat du cuivre. Il s'enflamme dans l'air en s'oxydant. Signe : $Ti = 501,33$.

Le titane provenant des scories de forges n'est attaqué par aucun acide; il ne se dissout pas même dans l'eau régale. Il ne se dissout que dans un mélange d'acide azotique et d'acide fluorhydrique (espèce d'eau régale).

Le titane obtenu par le procédé indiqué par H. Rose est, au contraire, soluble dans l'eau régale. Il ne se combine pas directement avec l'oxygène; on l'oxyde en le calcinant avec du nitre. Le chlore peut se combiner directement avec le titane à une certaine température; la combinaison a lieu avec flamme. Le soufre ne se combine pas avec lui directement; on n'est parvenu jusqu'ici à combiner le titane avec aucun métal. Les principaux minéraux titanifères sont :

1° *Rutile* (peroxyde de titane, *schorl rouge*). On rencontre cette espèce minérale à Montiers (Savoie), cristallisée en aiguilles fasciculées, tantôt d'un rouge hyacinthe, tantôt d'un jaune paille. Sa poussière est d'un rouge grenat; c'est du peroxyde de titane mêlé à des traces d'oxyde de fer, d'oxyde de manganèse, et quelquefois d'oxyde d'étain;

2° *Anatase*. Ce minéral est très-rare; on le rencontre aux environs de Bonry d'Oisons (Isère), disséminé dans des roches primitives. Il est en cristaux octaédriques transparents, nuancés d'un bleu indigo, d'un brun rougeâtre ou jaunâtre, et rayant le verre. C'est un mélange de protoxyde et de peroxyde de titane.

3° *Polymite*. Ce minéral se rencontre à Friderikshorn (Norvège), où il existe dans une sienite (granite). Il est noir, opaque, et en cristaux prismatiques. Il se compose d'acide titanique mêlé à de la zirconie, de l'yttria, de

la chaux, de l'oxyde de cuivre, de l'oxyde de fer et de l'oxyde de manganèse.

4° *Sphène* (titanite, silico-titanate de chaux). On le rencontre en beaucoup d'endroits, disséminé sous forme de petits grains jaunâtres ou blanchâtres, dans des roches primitives. Il se compose de chaux, de silice et d'acide titanique. On trouve le titane dans les scories des hauts fourneaux, principalement de ceux qui ont été alimentés par les minerais des houillères. Il y a longtemps que l'on avait désigné ces cristaux de titane sous le nom de *pyrites des fourneaux*, analysés pour la première fois par Wollaston.

Pour avoir du titane pur, on l'extrait le plus commodément des pyrites des hauts fourneaux, où il existe à l'état métallique, avec de la fonte douce affinée et des silicates attaquables par les acides. A cet effet, on concasse les scories, et on les traite par l'acide chlorhydrique. Si le résidu contient de la silice (à l'état gélatineux), on l'enlève au moyen de la potasse, qui la dissout. Les portions insolubles constituent le titane pur et cristallisé.

Grégor découvrit, en 1791, un nouveau métal (menakane) dans un minéral appelé *menakanite*. Quelque temps après (en 1791), Klaproth trouva ce même métal dans le *rutile*, et lui donna le nom qu'il porte aujourd'hui. Plus tard, Wollaston fit connaître la nature des pyrites des hauts fourneaux, en démontrant que ce qu'on avait pris jusqu'alors pour du cuivre était du titane.

Chlorure de titane. Il est probable qu'il existe au moins autant de degrés de chloruration du titane qu'il y a de degrés d'oxydation.

D'ailleurs, le titane a plus d'affinité pour le chlore que pour l'oxygène, avec lequel il n'est pas susceptible de se combiner directement.

Le chlorure de titane est liquide, incolore, fumant à l'air; il bout un peu au-dessus de 100°. Il est éminemment stable, car on peut le distiller sur du potassium sans le décomposer. L'eau le décompose en acide chlorhydrique et en peroxyde de titane. Comme le chlorure de titane ne dissout pas le chlorure de fer, sur lequel il surnage, on peut s'en servir pour séparer le titane du fer, qui accompagne le dernier presque dans tous ses minerais (Dumas). Formule : $Ti Cl_2$.

On l'obtient en faisant passer sur de l'oxyde de titane mélangé avec du charbon, un courant de gaz chlore.

Le chlorure de titane se combine avec les chlorures alcalins, pour former des chlorures (*chlorotitanates*).

Le fluor, et probablement le brome et l'iode, se comportent comme le chlore.

Oxydes. On connaît deux oxydes de titane :

1° Le *protoxyde* (oxyde noir) est pulvérulent et d'un noir luisant, à l'état anhydre. A l'état d'hydrate, il est gélatineux et d'un très-beau bleu. Dans cet état, il absorbe promptement l'oxygène de l'air, pour se changer en peroxyde blanc. C'est un des meilleurs des-

oxydants, et il pent, sous ce rapport, être placé à côté des acides sulfureux et hypophosphoreux. Il est infusible et fixe. On ignore sa composition exacte, parce qu'il est toujours accompagné d'une certaine quantité de peroxyde, dont il est presque impossible de le débarrasser. On l'obtient en chauffant du peroxyde dans un creuset brasqué.

2° Le peroxyde est plus intéressant à connaître que le précédent. Il se présente, quand il est pur, sous forme de poudre blanche, insipide et inodore, qui devient jaune pendant l'action de la chaleur. Il rougit la teinture de tournesol. Il est insoluble dans l'eau, fixe et inaltérable au feu. Il ne se réduit pas complètement par le charbon, aidé de l'action de la chaleur. Il se dissout dans les acides forts; mais ces dissolutions laissent, à la température de l'ébullition, déposer l'acide titanique. Le peroxyde de titane calciné est complètement insoluble dans les acides. Il se dissout dans les alcalis, avec lesquels il forme des titanates. Il est, d'après Mitscherlich, isomorphe avec l'acide stannique (peroxyde d'étain).

Les oxydes de titane donnent, avec le borax ou la soude, des verres diversement colorés. Lorsqu'on ajoute à ces oxydes des traces de fer, on obtient, avec le borax et le sel de phosphore, des verres rouges, comme ceux du tungstène ferrugineux. Avec le borax et le sel de phosphore, l'acide titanique donne, à la flamme extérieure du chalumeau, une couleur d'un beau violet améthyste. Le protoxyde produit une belle coloration bleue.

Sels de titane (oxydes et chlorosels). Ils sont jaunâtres ou incolores.

1° Les alcalis et les carbonates alcalins les précipitent en blanc.

2° Les sulfures alcalins y produisent également un précipité blanc qui se colore en vert grisâtre, si le titane contient du fer.

3° L'acide sulfhydrique ne les trouble pas.

4° Les sulfates alcalins ne les précipitent qu'autant que le titane est zirconifère.

5° Le cyanoferrure de potassium les précipite en rouge brun. Le précipité est vert, si le titane contient du fer. C'est une belle couleur verte que les peintres peuvent employer avec avantage.

6° La noix de galle y produit un précipité épais, ayant l'aspect du sang caillé.

7° L'étain, le zinc et le fer précipitent le titane à l'état d'oxyde de couleur pourpre foncé.

La dissolution dans laquelle on plonge ces métaux se colore en bleu.

Sels de protoxyde de titane. Ils sont colorés en rouge vineux, s'ils sont acides. En y ajoutant de l'ammoniaque, ils deviennent d'un très-beau bleu, et ressemblent aux sels de cuivre ammoniacaux.

1° L'acide azotique les décolore immédiatement.

2° Les alcalis et les carbonates alcalins y forment des précipités d'un bleu très-intense.

3° Le cyanoferrure de potassium les précipite en jaune cannelle.

Titanates. Ils peuvent être neutres ou acides. Dans les titanates neutres, l'oxygène de l'acide est le double de l'oxygène de la base (H. Rose).

Les acides sulfurique, phosphorique et arsénique les précipitent en blanc; le précipité est soluble dans un excès d'acide.

Les acides nitrique, acétique et succinique n'y produisent pas de trouble.

TITANIQUE (Acide). M. H. Rose a publié une série de mémoires sur l'acide titanique et les composés naturels (minéraux) dans lesquels cet acide se trouve engagé. Nous en communiquons ici les principaux résultats. (*Annalen v. Poggendorf, 1841.*)

Humide ou sec, l'acide titanique précipité par l'ammoniaque est complètement soluble dans les acides; cependant, s'il avait été lavé avec de l'eau chaude ou desséché à une température trop élevée, la dissolution étendue serait plus ou moins opaline, par la formation d'une petite quantité d'une modification insoluble de ce corps. L'hydrate d'acide titanique est représenté par la formule $2TiO_2 + H_2O$. Chauffé à l'abri du contact de l'air, cet hydrate devient noirâtre, ce qui peut tenir à un commencement de réduction opérée par l'ammoniaque; à l'air libre, il devient brun, et prend un éclat assez vif. L'acide titanique obtenu par l'ammoniaque devient phosphorescent comme l'oxyde de chrome, quand on le calcine au rouge; il cesse d'être soluble dans les acides étendus, après avoir été fortement calciné; sa dissolution ne s'opère plus alors que par une ébullition prolongée avec de l'acide sulfurique concentré. L'acide titanique, précipité par ébullition, diffère essentiellement de celui qu'on obtient par l'ammoniaque: il se rapproche de l'acide calciné par sa propriété de n'être plus soluble que dans l'acide sulfurique concentré.

Ces deux modifications de l'acide titanique se comportent, l'une par rapport à l'autre, comme les deux modifications de l'oxyde d'étain que M. Berzelius a fait connaître depuis longtemps.

On trouve dans la nature trois minéraux essentiellement composés d'acide titanique, souillé seulement d'une petite quantité d'oxyde de fer, et qui ressemblent au précipité donné par l'ammoniaque après sa calcination. Le *rutile*, minéral d'un brun rougeâtre, se compose d'acide titanique mêlé d'environ 1 pour 100 d'oxyde de fer. Sa densité varie de 4,130 à 4,291. La *brookite* ne diffère du rutile que par sa forme, qui est un prisme rhomboïdal droit. Sa densité varie de 4,130 à 4,291. M. H. Rose l'a trouvée composée d'acide titanique souillé de 1,41 pour 100 d'oxyde de fer. L'analyse de l'*anatase* présente à peu près la même densité et la même composition.

Le rutile, la brookite et l'anatase sont trois corps cristallisés qui, avec la même compo-

chimique, ont des formes cristallines qu'on ne peut faire dériver l'une de l'autre. C'est le premier exemple d'une trimorphie bien tranchée entre des corps d'une composition tout à fait semblable.

Le changement de poids spécifique qu'une élévation de température fait éprouver aux trois variétés naturelles d'acide titanique, a également lieu pour l'acide titanique préparé artificiellement. L'acide titanique précipité par l'ammoniaque, lavé complètement, séché et calciné légèrement, et aussi vite que possible, sur une lampe à alcool, possède le poids spécifique de l'anatase.

La densité de l'acide titanique augmente en raison de l'élévation et de la durée de la température à laquelle on l'expose. Ainsi chauffé sur feu de porcelaine, l'acide titanique, d'une densité de 3,610, acquiert une densité de 4,244 à 4,234.

Ces observations sur l'acide titanique ont conduit M. H. Rose à faire l'analyse du fer titané, qu'on rencontre assez abondamment dans la nature. Ce minerai se trouve, selon l'habile chimiste de Berlin, composé de :

Acide titanique,	45,75
Peroxyde de fer,	42,70
Protoxyde de fer,	15,57
	<hr/>
	100,00

Ces résultats analytiques diffèrent très-sensiblement de ceux obtenus par M. Mosander et M. Kobell. M. H. Rose les explique, en remarquant que l'oxyde de titane s'est transformé en entier en acide titanique aux dépens de l'oxyde de fer, par suite de la haute température que ces chimistes ont employée.

TITANITE. Minerai qui, d'après sa composition, peut être considéré comme un silico-titanate de chaux. Quelquefois la chaux est remplacée en petite partie par de l'oxyde ferreux. Les titanites de Zillertal, de Passau et d'Arendal en contiennent 1,07 p. c., 5,95 p. c., et 3,65 p. c.

Ce minerai est très-difficile à analyser, surtout pour ce qui concerne la séparation de la silice et de l'acide titanique, ainsi que la décomposition complète du composé. L'acide sulfurique concentré et l'acide fluorhydrique l'attaquent le plus facilement.

M. Rose a fait, à cette occasion, quelques observations importantes sur la décomposition des silicates par les acides concentrés.

Dans ce cas, l'acide silicique mis en liberté pouvant être plus ou moins pur, on le traite par une solution bouillante de carbonate de soude, qui dissout la silice pure. Lorsqu'il reste un résidu, on le considère ordinairement comme du minerai non attaqué; mais M. Rose a reconnu que, dans la plupart des cas (surtout lorsque le minerai appartient à la classe des zéolithes), ce résidu n'est formé presque que de silice combinée avec très-peu de chaux et d'alumine (90,96 et 97 p. c. de silice). On commet donc une erreur moindre en considérant ce résidu comme de la silice

pure, que comme du minerai non attaqué, en supposant que celui-ci ait été réduit en poudre assez tenue. Les résidus sont considérables pour les silicates contenant de l'acide titanique; ils contiennent alors aussi plus de bases qu'à l'ordinaire. Ces observations doivent surtout être prises en considération lorsqu'il s'agit de l'analyse des roches composées, qu'on sépare par les acides en deux parties: l'une non attaquant, et l'autre attaquant. On trouve dans ce cas très-facilement trop de silice pour la première, et trop peu pour la seconde partie. En décomposant un silicate par fusion avec le bisulfate potassique, on trouve presque toujours un excès assez considérable, parce que la silice peut former avec le sulfate de potasse un composé tout à fait insoluble dans l'eau.

C'est dans la titanite de la Bavière que M. H. Rose a rencontré deux nouveaux métaux, le *pelopium* et le *niobium*.

TOISE. Ancienne mesure. Elle était de six pieds de roi. L'étalon (mesure originale) se conservait autrefois au Châtelet de Paris. C'est pourquoi on l'appelait aussi toise du Châtelet. Elle équivaut à 1 mètre 949 millimètres.

TOLE. Alliage d'étain et de fer. Voyez ÉTAI.

TON. On donne le nom de ton aux différentes nuances de sons provenant des vibrations de l'air ou d'un corps solide élastique. On distingue les tons en *graves* (bas) et en *aigus* (hauts). Les premiers sont produits par des nombres de vibrations moindres que ceux qui produisent les tons aigus.

L'harmonie est la science des tons.

TONNERRE. Bruit accompagnant la décharge électrique qui constitue la foudre. Le tonnerre et la foudre sont deux phénomènes simultanés. Seulement on entend le tonnerre plus ou moins longtemps après avoir vu l'éclair, parce que le son se propage bien plus lentement que la lumière. On a attribué le roulement du tonnerre aux réflexions (échos) du bruit primitif contre les nuages amoncés dans l'atmosphère. D'autres physiciens l'attribuent, avec plus de raison, à la traînée plus ou moins longue de la foudre qui sillonne l'espace, et dont chaque zig-zag est accompagné d'une explosion variable en intensité. Chaque battement du pouls qui s'écoule entre la perception de l'éclair et celle du tonnerre indique une distance d'environ 310 mètres, à laquelle le phénomène météorologique se passe.

TOPAZE. Pierre précieuse transparente, d'un jaune plus ou moins éclatant. On en distingue plusieurs espèces, suivant les localités. La *topaze du Brésil* est d'un beau jaune d'or. Sa dureté est à peu près celle du rubis. Sa densité est 3,35. La *topaze de Saxe* est d'un jaune un peu moins vif. Elle cristallise en prismes octaédriques.

La topaze se compose d'alumine, de silice et de fluor, dans les proportions suivantes.

Topaze de Saxe.	Topaze du Brésil.
Alumine, 37,45	58,58
Silice, 54,21	51,01
Fluor, 14,99	13,06

TOURMALINE. Minéral dont il existe un grand nombre de variétés distinguées par leur couleur. (T. bleu d'Uto, T. verte du Brésil, T. noire du Groënland, T. rouge de Rossna, etc.). Sa composition moyenne est :

Silice,	57,97
Acide borique,	5,55
Alumine,	57,95
Potasse,	0,12
Soude,	1,97
Lithine,	1,05
Chaux,	0,09
Magnésie,	1,87
Oxyde ferreux,	9,76
Oxyde manganoux,	1,171
	316,65

Priestley fit le premier des expériences sur un cristal de tourmaline chauffé inégalement, et trouva que les deux extrémités étaient chargées d'électricité de même nom, et, en outre, que l'électricité développée était la même que celle que l'extrémité échauffée dégage pendant le refroidissement. M. Becquerel répéta ces faits, et admit que le phénomène n'avait lieu qu'autant que, par une chaleur suffisante, on excitait de nouveau, dans l'autre extrémité plus froide, l'électricité qui lui est propre. Il ajouta en même temps que, dans ce seul cas, il n'existe qu'une seule électricité.

Les cristaux qui concourent à la formation des cristaux jumeaux sont constamment attachés par une même extrémité; et par conséquent les deux extrémités libres des cristaux jumeaux sont de même nom, mais le milieu est d'une électricité opposée. Un cristal de tourmaline inégalement chauffé présente tout à fait le même phénomène. Si nous nous figurons que dans la formation d'un cristal l'une des extrémités soit subitement échauffée (peut-être par la condensation subite d'une plus grande partie de la masse environnante), l'autre extrémité plus froide, qui ne se réchauffe que par la transmission de l'extrémité opposée, aura l'électricité du même nom que l'extrémité échauffée, et attirera des particules environnantes les extrémités électriques de nom opposé; il se formera alors évidemment un cristal jumeau, dont le milieu, sous le rapport électrique, sera opposé aux deux extrémités. Comme les cristaux doubles sont attachés constamment par une extrémité de même nature, il ne peut se développer que de l'électricité de même nom aux deux extrémités. Ceci se montre aussi avec la tourmaline; les deux extrémités sont toujours positives, et le milieu négatif. Dans des circonstances favorables, il en résulte des cristaux jumeaux, dont les deux extrémités, par le refroidissement sont +, et dont le milieu est -. Un pareil cristal jumeau a été, en effet, observé par M. Forbes. Quand la chaleur s'élève plus ra-

pidement dans le cristal, l'électricité se change en celle du refroidissement. Ce renversement ne se fait cependant pas aux deux pôles en même temps; mais le pôle qui était positif en se refroidissant devient d'abord négatif; de sorte que, pendant que la chaleur monte au-dessus de 10°, les deux pôles sont de même nom. Plus tard seulement, le pôle négatif se change en positif.

Quoique, en général, les cristaux de tourmaline ne soient pas constamment fixés sur leur gangue par une même extrémité, ainsi que cela a lieu pour les autres cristaux, ceux-ci le sont toujours, d'après Haiiy, qui font partie d'un même échantillon, et dont les axes sont parallèles. L'intensité de l'électricité de la tourmaline est peut-être la cause qui arrête l'accroissement d'une extrémité.

TOURNESOL. Le nom de tournesol a été donné successivement à une foule de produits très-différents par leur nature chimique, mais semblables, parce que tous étaient colorés, et appliqués ou plutôt déposés sur des tissus. Plus tard, on donna encore plus d'extension à ce nom, en l'appliquant à de petits pains terreux de couleur bleue, que la Hollande versait dans le commerce français. Pomet, Lemery, et tous les anciens auteurs qui ont écrit sur les substances commerciales, décrivent dans leurs ouvrages : un tournesol en coton, deux tournesols en drapoux différents, et le tournesol en pains. Le tournesol en coton était ainsi nommé, parce que la substance colorée était déposée sur des morceaux de coton anglais, de la grandeur d'une pièce de cinq francs. Ce tournesol, qui se rencontre encore aujourd'hui dans quelques drogueries, venait, dit-on, de Portugal; il se préparait avec la cochenille, et servait à colorer en rouge les liqueurs et les gelées de fruits. Un des tournesols en drapoux avait les mêmes usages que le précédent; il était fait avec une étoffe très-fine, et venait de Constantinople; l'autre était préparé en France, au Grand-Gallargues, près de Nîmes; enfin le tournesol en pains venait de Hollande. On ne rencontre plus dans le commerce actuel que le tournesol de Provence; et le tournesol en pains. Grâce aux recherches de Nisolle et de Montel, il n'existe plus de doute aujourd'hui sur l'origine du tournesol en drapoux; on sait que ce produit est fourni par le *Croton tinctorium*. Le tournesol en drapoux est fait avec de la toile d'emballage excessivement grossière; il exhale une odeur d'urine pourrie, extrêmement fétide; il est d'un bleu sale et rougeâtre; l'eau lui enlève toute sa matière colorante, et laisse le tissu entièrement décoloré. Cette dissolution aqueuse est lilas, et non pas bleue; la couleur de l'infusion alcoolique est plus belle, mais sa nuance ne peut pas être comparée à celle de l'infusion aqueuse du tournesol hollandais. L'eau enlève évidemment aux drapoux plusieurs produits différents, car la dissolution est épaisse, gluante; elle ne passe que difficilement à travers

les filtres ; et si on l'évapore en consistance sirupeuse et qu'on la traite par l'alcool, ce réactif en sépare un magma épais et grisâtre, la liqueur surnageante se colore fortement, et laisse, lorsqu'on l'évapore, un résidu grenat de la nuance la plus riche, déliquescents, insoluble dans l'éther. La matière qui colore le tournesol en drapeaux est excessivement altérable ; il suffit de faire bouillir sa dissolution aqueuse, ou de la conserver pendant quelques jours, pour que sa couleur change : de lilas qu'elle était, elle devient rouge vineux ; enfin elle ne possède pas la propriété caractéristique qui a rendu le tournesol de Hollande si précieux comme réactif des acides et des alcalis. A la vérité, la dissolution aqueuse traitée par un acide perd bien sa teinte lilas pour virer au rouge ; mais ce rouge est la teinte vineuse que la chaleur lui fait prendre, et cette couleur une fois rougie ne peut plus redevenir lilas. Les alcalis, au lieu de lui faire reprendre cette teinte, paraissent l'altérer profondément. Il n'y a donc aucune analogie entre le tournesol en drapeaux et le tournesol en pains de Hollande. Le tournesol en drapeaux sert particulièrement à la coloration extérieure des fromages de Hollande. Du reste, le commerce de cette substance est fort peu considérable, et son prix est peu élevé. Le *Croton tinctivum* est appelé, par les paysans qui le récoltent, *tournesol, maurelle, héliotrope, herbe aux verrues*. Il est probable que ces deux derniers noms lui ont été donnés parce qu'on a cru lui découvrir quelques ressemblances avec la plante borraginée qui porte encore ce nom aujourd'hui ; car, suivant le rapport de Montel, lorsqu'on eut trouvé le moyen d'obtenir un produit coloré avec la maurelle, on essaya, mais sans succès, d'en obtenir un semblable avec la plante dont il est question. Peut-être aurait-on été plus heureux si, guidé par des idées plus scientifiques, on avait opéré sur des plantes de la même famille. Cette idée paraîtra probable aux personnes qui ont remarqué la couleur bleue intense que prennent certaines espèces du genre *Mercurialis*, et particulièrement la merceniale des bois (*Mercurialis perennis*), lorsqu'on la conserve dans les herbiers.

Les chimistes ne sont pas d'accord sur l'origine du tournesol de Hollande (tournesol en pains). Les uns pensent que la plante employée est une espèce de liéhen, voisine de celles qui servent à la fabrication des orseille. Les autres, au contraire, regardent comme probable que ces deux produits sont préparés avec les mêmes végétaux ; et les différences chimiques que l'on remarque entre les orselles et les tournesols doivent être attribuées à ce que ces derniers auraient été soumis à une fermentation beaucoup plus longtemps continuée. En analysant un grand nombre de tournesols de première qualité, M. Gélis a vu que ces tournesols contiennent toujours pour 20 parties de débris organiques, de 12 à

13 parties de carbonate de potasse ou de carbonate de soude. Les cendres de l'orselle, au contraire, ne contiennent jamais une quantité considérable d'un carbonate alcalin soluble : elles sont presque entièrement formées de carbonate de chaux ; et on sait, en effet, que les fabricants d'orselle ajoutent toujours de la chaux au mélange en fermentation. Quelquefois aussi, dit-on, quelques-uns d'entre eux ajoutent de la craie après la fabrication, dans le but d'augmenter le poids du produit. Tous les lichens tinctoriaux qui servent à la fabrication de l'orselle peuvent fournir le tournesol. Sous l'influence de l'air et de l'ammoniacque, les lichens tinctoriaux ne peuvent produire que de l'orselle ; mais si l'on ajoute à ces deux influences celle d'un carbonate alcalin soluble, dans le même espace de temps (cinq semaines) le liéhen éprouve une altération toute différente ; et quand même on prouverait que la présence de ces corps n'est pas indispensable à la production des modifications de l'érythrine, que l'on peut isoler du tournesol, on ne pourrait nier qu'elle la facilite considérablement. La cendre obtenue par l'incinération du tournesol ne contient pas que du carbonate de potasse ; on y trouve toujours aussi une foule de corps qui n'ont joué aucun rôle dans sa formation, savoir, une quantité notable de carbonate de chaux ou de sulfate de chaux. Les fabricants ajoutent probablement ces deux substances pour absorber une partie de l'humidité, et donner à la masse une consistance qui permet de la mouler en petits pains ; peut-être aussi, vers la fin de l'opération, ajoutent-ils une petite quantité de chaux détrempée, dans le but de rendre libres les dernières traces d'ammoniacque. Cette cendre contient aussi de l'humine, de la silice, et des traces d'oxyde de fer, de chlore, d'acide sulfurique, d'acide phosphorique, etc. Le tournesol en pains cède presque toute sa couleur à l'eau ; l'alcool affaibli en dissout une quantité assez forte, et d'autant plus forte qu'il est plus affaibli. Il est au contraire entièrement insoluble dans l'éther et dans l'alcool anhydre. Le résidu épuisé par l'eau est coloré, et peut céder encore une petite quantité de matière colorante aux liqueurs alcalines. L'action des acides sur ces dissolutions est extrêmement curieuse.

On sait que lorsqu'on verse un acide dans l'infusion aqueuse de tournesol, la couleur, de bleue qu'elle était, devient rouge ; mais ce changement de coloration est le seul phénomène que l'on ait observé jusqu'à présent, et c'est en effet, le seul changement apparent, si l'addition de l'acide est faite dans une dissolution très-étendue. Mais si on a opéré sur des liqueurs très-concentrées, elles ne paraissent transparentes qu'autant que pour les regarder on les place entre l'œil et la lumière ; mais elles paraissent troubles si on les voit de haut en bas. Si on essaye de les filtrer, le liquide qui s'écoule d'abord est très-coloré ; mais si on le rejette plusieurs fois sur le même filtre jus-

qu'à ce que les pores du papier soient presque entièrement bouchés, on obtient un liquide parfaitement transparent, qui n'entraîne plus que fort peu de matières colorantes. Et lorsque la filtration, qui du reste ne se fait qu'avec une extrême lenteur, est entièrement terminée, on trouve sur le papier une matière d'un rouge magnétique, qu'il faut laver d'abord avec de l'eau acidulée qui ne la dissout pas, puis avec de l'eau distillée qui n'en dissout que des traces. Depuis longtemps on a admis l'existence d'une matière mucilagineuse dans la solution aqueuse du tournesol; on a même attribué à cette substance les décolorations si curieuses qu'elle éprouve lorsqu'on la conserve dans des flacons privés d'air. M. Gélis admet que l'on peut attribuer à la présence de cette même matière la difficulté que les produits colorés du tournesol éprouvent à se précipiter, et la longueur des filtrations.

Voici comment on obtient le tournesol à l'état de flocons rouges par voie de précipitation. On épuise le tournesol par l'eau, puis on fait bouillir le résidu dans une faible dissolution de potasse ou de soude caustique; on réunit toutes les liqueurs, et on les précipite par le sous-acétate de plomb. Si la dissolution est suffisamment alcaline, la liqueur est entièrement décolorée, et le dépôt qui s'est formé est d'un beau bleu. On la lave par décantation jusqu'à ce que le précipité, qui est insoluble dans l'eau chargée de sels, mais un peu soluble, au contraire, dans l'eau pure, commence à colorer la liqueur; alors on le fait traverser par un courant d'acide sulfhydrique jusqu'à refus; lorsque son action est terminée, on fait bouillir ou on expose quelque temps le mélange à l'air, pour en chasser l'excès d'acide sulfhydrique; puis on jette le tout sur un filtre. La liqueur qui s'écoule est presque incolore, et laisse pour résidu, lorsqu'on l'évapore à siccité, des flocons blancs qui n'ont pas été examinés. La totalité de la matière colorante reste sur le filtre, mêlée au sulfure de plomb. Pour les séparer, on fait digérer la masse avec de l'eau ammoniacale, qui fournit une dissolution fortent colorée en bleu. On ajoute à cette dissolution de l'acide sulfurique ou chlorhydrique qui en précipite, des flocons d'un beau rouge; on les reçoit sur un filtre, on les lave d'abord avec de l'eau acidulée, puis avec de l'eau distillée; enfin on les dessèche fortement.

Lorsqu'on opère sur de petites quantités de tournesol, il n'est pas toujours facile de recueillir le produit qui est resté sur le filtre; pour cela il faut le laver avec de l'eau ammoniacale qui dissout la matière rouge; et comme la quantité des liqueurs que l'on a à filtrer est très-faible, on peut se servir d'un filtre extrêmement petit. Quel que soit le moyen que l'on ait employé pour obtenir les flocons colorés, dans tous les cas la liqueur qui s'écoule a une teinte rouge orangé très-agréable à l'œil, et qu'elle doit à une première matière colorée.

La quantité de cette matière est toujours extrêmement faible, et varie suivant l'échantillon de tournesol qu'on examine. Pour l'isoler, on sature les liqueurs par l'ammoniaque, et on fait évaporer. A mesure que la concentration avance, on voit la matière qui se sépare, et vient nager à la surface du liquide sous forme de pellicules noirâtres. On filtre bouillant; la matière colorée reste en grande partie sur le papier; après l'avoir convenablement lavée avec de l'eau, on la redissout dans de l'alcool acidulé, avec quelques gouttes d'acide chlorhydrique; on filtre de nouveau, et on évapore à sec. Le résidu, lavé d'abord avec de l'alcool, puis avec de l'eau distillée, a la couleur puce du peroxyde de plomb; il est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, soluble au contraire dans les acides affaiblis et dans les dissolutions alcalines, qu'il colore en rouge vineux.

La matière qui est restée sur le filtre, quoique peu volumineuse relativement à la quantité de tournesol employé, contient cependant presque toute la matière colorée du tournesol. Lorsque les flocons ont été parfaitement lavés, ils ne contiennent aucune trace de l'acide qui a servi à les obtenir. Une petite quantité de cette matière pourpre que l'on avait obtenue par l'acide sulfurique, chauffé dans un tube de verre avec de l'azotate de potasse, a donné un résidu dont la solution dans l'eau ne précipitait pas par le chlorure de baryum; et celle qu'on avait obtenue avec l'acide chlorhydrique, traitée de la même manière, ne donnait pas de chlorure d'argent par l'azotate d'argent. Ces flocons ne sont cependant pas de la matière colorante pure; car lorsqu'on les incinère, ils laissent de 3 à 4 pour cent de cendre, et on peut en séparer trois matières colorantes distinctes par l'action des dissolvants neutres.

En traitant cette matière pourpre par l'éther rectifié, jusqu'à ce que le liquide ne se colore plus sensiblement, on obtient une liqueur jaune orangé, qui laisse par évaporation spontanée un résidu d'un rouge éclatant, dans lequel on distingue un grand nombre de petits cristaux aciculaires, qui donnent à ce produit un beau reflet velouté. Ce produit B est insoluble dans l'eau, mais l'alcool le dissout facilement; les dissolutions alcalines le dissolvent, en prenant une très-belle nuance violette. La portion considérable qui n'a pas été dissoute par l'éther, reprise par l'alcool, se colore en rouge de sang. Cette dissolution évaporée spontanément donne une quantité considérable d'un produit C rouge pourpre à reflet doré, de la nuance la plus riche. Cette matière colorante est la plus abondante dans le tournesol. Enfin le résidu insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, contient le produit D, qui est très-soluble dans les dissolutions alcalines, et peut en être précipité par les acides, ce qui permet de l'obtenir avec facilité. Ces trois matières ont une très-grande analogie entre elles, et on ne peut guère les distinguer l'une

de l'autre que par leurs différences de solubilité dans l'eau, l'alcool et l'éther, et par leurs couleurs lorsqu'elles sont isolées. Toutes les trois se dissolvent dans les alcalis, et sont précipitées de leurs dissolutions par les acides; toutes les trois paraissent contenir de l'azote, car on trouve de l'ammoniaque dans les produits de leur décomposition par le feu; l'acétate de plomb, le chlorure de baryum, le perchlorure de fer, etc., les précipitent toutes les trois; mais la ressemblance est surtout frappante entre la matière C et la matière D. Elles ont à peu près la même nuance pourpre; leur dissolution dans les alcalis est bleue, et rappelle la couleur de l'infusion de tournesol; elles sont inaltérables à l'air, inodores, insipides. Le chlore et l'acide azotique les détruisent rapidement; l'acide sulfurique concentré les dissout sans les altérer. Ces dissolutions sont d'un rouge amarante très-foncé, tout à fait semblable, et l'eau en précipite les matières rouges sans décomposition. Elles sont insolubles dans les acides affaiblis. Leurs dissolutions ammoniacales sont bleues; et lorsqu'on les chauffe, elles perdent une partie de leur ammoniaque, et laissent un résidu violet soluble dans l'eau. Les carbonates de soude et de potasse les colorent en bleu, comme les alcalis caustiques.

Les résultats qui précèdent ont été tirés d'un travail étendu de M. Gêls, sur l'*origine, la fabrication et la composition* des tournesols, dont voici les conclusions :

1° Le tournesol en drapoux est un produit tout différent du tournesol en pains, à la fabrication duquel il n'a jamais été employé;

2° Toutes les plantes qui servent à la fabrication de l'orseille peuvent servir à celle du tournesol;

3° Les carbonates alcalins solubles jouent un rôle très-important dans la fabrication du tournesol;

4° La couleur du tournesol doit être attribuée non à un produit unique comme on l'avait fait jusqu'à présent, mais à quatre produits colorés distincts, que l'on peut distinguer et séparer par l'action des dissolvants.

TRIPLÈZE. On appelle ainsi un quadrilatère dont deux côtés seulement sont parallèles.

TRAPÉZOÏDE. Quadrilatère dans lequel il n'y a aucun côté parallèle à l'autre.

TREMIETINE. Matière extractiforme retirée par Frautes du *Tremella mesenterica*. Peu connue.

TRIÈPPE. Opération par laquelle on donne au fer la dureté, l'élasticité, et d'autres qualités qu'on recherche. *Voyez* ACIER.

TRÉUIL. Synonyme : *Tour*. Machine composée d'un cylindre et d'une roue qui ont le même axe et qui font corps ensemble. Cet axe a ses deux bouts placés sur des appuis ou tourillons; une corde, enveloppée autour du cylindre, supporte un poids qui est la résistance. On imprime à la roue un mouvement de rotation; elle fait tourner le cylindre, la

corde s'enveloppe, et par là on surmonte la résistance et on soulève le poids. Pour qu'il y ait équilibre entre la puissance et la résistance dans le treuil, il faut que la puissance soit à la résistance comme le rayon du cylindre est au rayon de la roue. Le treuil est d'ordinaire employé pour l'extraction du moellon des carrières.

TRIDACE. On donne ce nom au suc concret de la laitue vireuse (*Lactuca virosa*). Ce suc jouit de propriétés narcotiques, et peut, dans certains cas, être substitué avec avantage à l'usage de l'opium.

TRITHIONIQUE (Acide). (De τρεις, trois, et θείον soufre, parce qu'il contient 3 éq. de soufre). Synonyme : *Acide hyposulfurique sulfure*. Cet acide, découvert en 1830 par M. Langlois, a été appelé *acide trithionique* par M. Berzelius, qui a donné en même temps à l'acide hyposulfureux le nom d'*acide dithionéux*, et à l'acide hyposulfurique celui d'*acide dithionique*.

Voici comment M. Langlois prépare ce nouvel acide du soufre. Il se procure d'abord du sulfite acide de potasse, en faisant passer un courant de gaz sulfureux dans une solution de carbonate de potasse pure. La saturation est complète dès qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique et que le gaz sulfureux traverse le liquide sans y être absorbé. Le liquide donne alors beaucoup de cristaux de sulfite de potasse acide; il ne contient point de sulfate, si l'on a eu soin de bien laver le gaz sulfureux avant de le faire absorber. On met alors le liquide, ainsi que les cristaux, dans un ballon renfermant de la fleur de soufre, et on met le tout en digestion dans un bain de sable, dont la température ne doit toutefois pas être assez élevée pour faire bouillir le mélange. Si l'on prend cette précaution, il ne se produit pas d'hyposulfite, mais ce sel se décompose; au bout de trois ou de quatre jours, le sulfite est transformé dans le sel qui renferme le nouvel acide; il se développe, pendant tout le temps, du gaz sulfureux, il se produit du sulfate, et le liquide prend une teinte jaune, qui ne disparaît que lorsque la nouvelle combinaison s'est complètement formée. C'est là un indice certain de la fin de l'opération. Le liquide filtré à chaud se trouble par le refroidissement, devient laiteux, et on obtient alors des cristaux recouverts d'un peu de soufre. On les purifie en les dissolvant dans tres-peu d'eau tiède; la solution filtrée ne se trouble plus, et fournit de fort beaux cristaux prismatiques.

Le procédé qu'on vient d'indiquer est celui qui est prescrit pour la préparation de l'hyposulfite de potasse; mais le produit présente des caractères particuliers qu'on n'avait pas encore observés.

En effet, la solution aqueuse n'est point décomposée par les acides étendus, et même le sel sec n'est point décomposé par l'acide chlorhydrique concentré; à la chaleur rouge, il donne du sulfate de potasse neutre; il se

saltere point à l'air. L'hyposulfite de potasse dont on parle dans les traités de chimie se décompose par l'action des acides étendus, se transforme par la calcination en sulfure et sulfate, et attire l'humidité de l'air.

Comme le nouveau sel se convertit, par la calcination, en sulfate neutre exempt de sulfure, il était probable que son acide renfermait au moins 3 atomes d'oxygène, et conséquemment aussi 3 atomes de soufre. M. Berzelius rapporte, dans son mémoire sur les sulfites, la composition d'un pareil acide.

100 parties du sel en question ont été calcinées; elles ont perdu 33,64. On donnant un résidu de 64,36 sulfate de potasse, ce qui correspond à 29,36 acide sulfurique, qui donnerait avec la baryte 86 p. de sulfate de baryte. De plus, 100 p. du même sel, exposées à un courant de chlorure, puis précipitées par du chlorure de baryum, ont donné 230 p. de baryte. Cette quantité renferme sensiblement trois fois autant d'acide sulfurique qu'il y en a dans le sulfate de potasse, obtenu par la calcination de 100 p. du nouveau sel. Cette expérience, avec les mêmes résultats, indique déjà que le sel renferme 3 atomes de soufre.

M. Langlois a cherché à déterminer la composition de son nouvel acide, en se servant d'un procédé analogue à celui que Dulong avait employé pour fixer la composition de l'acide hypophosphoreux. On prend deux verres de même capacité; l'un est rempli à moitié d'eau distillée; dans l'autre on verse un même volume d'une solution de sel à examiner, et dont le titre est connu. On fait passer dans chacun d'eux un courant de chlore bien lavé; lorsque l'opération est terminée, les deux liquides ont la même teinte jaune verdâtre. Pour déterminer le chlore qui doit correspondre à l'oxygène, Dulong conseillait de traiter les deux liquides par de l'acide hyponitrique, afin de transformer le chlore en acide chlorhydrique. On déduit alors la quantité de chlorure produit par le nitrate d'argent dans le premier verre, de la quantité de chlorure produit dans le second. L'excès de chlorure trouvé dans ce dernier indique le rapport de l'oxygène qui s'est ajouté au nouvel acide oxygéné du soufre. On arrive ainsi à constater que le nouvel acide se compose de 3 atomes de soufre pour 3 atomes d'oxygène.

La composition de cet acide explique fort bien les propriétés qu'il présente; mais il est difficile de se rendre compte de sa formation par l'action du soufre sur le bisulfate de potasse. Il se dégage, il est vrai, de l'acide sulfurique pendant la réaction; mais M. Langlois pense néanmoins qu'un excès de cet acide contribue à la production du nouveau sel. Il est curieux de voir que 2 at. de bisulfite de potasse représentent la composition de 1 at. de nouveau sel, plus 1 at. de sulfate de potasse, et que ces deux sels se forment simultanément par l'action du soufre sur le bisulfite. Peut-être l'action du soufre se comprendrait-

elle mieux si elle avait lieu à l'abri de l'air.

Le nouvel acide est liquide, incolore, inodore, d'une saveur acide, un peu astringente et amère. Il n'est pur que récemment préparé. Par la concentration, il perd un peu d'acide sulfurique et dépose du soufre; on trouve alors une certaine quantité d'acide sulfurique dans le résidu. Cela explique aussi pourquoi l'acide trouble toujours les sels de baryte; toutefois on peut le conserver assez longtemps sans qu'il saltère davantage. Les réactions sont presque les mêmes que celles de l'acide hyposulfureux; l'acide iodique et l'acide chlorique le décomposent promptement, tant qu'ils n'altèrent point ces sels. Il serait fort curieux d'examiner si l'hyposulfite de potasse, préparé par différentes méthodes, présente toujours la même composition.

Voici en résumé les principaux points du mémoire de M. Langlois. Le bisulfite de potasse, traité par du soufre à une douce chaleur, fournit de l'hyposulfate sulfuré de potasse, sel dont la composition n'était point connue. Ce sel présente des propriétés particulières; sous l'influence de la chaleur, il dégage du soufre, de l'acide sulfurique, et laisse un résidu de sulfate de potasse. Il ne précipite point les sels de plomb. On peut en séparer son acide, à l'état de pureté, au moyen de l'acide perchlorique. L'acide du nouveau sel se distingue de tous les acides oxygénés du soufre, en ce que la chaleur le décompose en acide sulfurique, acide sulfureux et soufre.

TROMBE. Phénomène météorologique, dont les effets peuvent être comparés à ceux de la foudre. Ce phénomène sur la nature duquel on est encore dans l'incertitude, paraît avoir un intime rapport avec l'électricité atmosphérique. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que les trombes sont en général ou précédées ou suivies d'un orage. C'est ce qu'on a vu pour la trombe qui, le 29 août 1843, a produit de si affreux ravages aux environs de Louen, et dont voici le récit abrégé :

« Un orage assez violent avait éclaté sur Rouen vers midi; la pluie était tombée en abondance, plusieurs coups de tonnerre s'étaient fait entendre; mais rien ne faisait pressager l'horrible sinistre qui desolait au même moment l'une des parties les plus riches et les plus industrielles de l'arrondissement. A midi trente-cinq minutes, une trombe furieuse s'est élevée dans la vallée au delà de Beville, à partir du Houme. L'ouragan a d'abord enlevé une partie de la toiture de l'usine de M. Runff; puis, prenant de la force en marchant, il a renversé plusieurs petits bâtiments, brisé des arbres, saccagé des haies, des moissons. Plus loin, des habitations ont été défoncées, d'autres ont été littéralement écrasées. On en a vu dont les décombres, les meubles, les fourrages, étaient tellement confondus avec les arbres déracinés du champ ou du jardin qui les entourait, qu'il serait impossible de dire où était le jardin, où était le bâtiment. Le beau,

courant comme la foudre, a emporté à une distance considérable quelques parties des débris; puis il a déraciné les arbres les plus élevés, les plus solides, et enfin il est venu s'abattre particulièrement sur trois des principales usines de la vallée. L'éclair est moins rapide que ne l'a été la destruction de ces établissements, destruction si complète, que l'imagination ne pourrait se la représenter, et qu'aucune description ne pourrait en donner une idée. Ils ont été littéralement réduits en miettes. Pour comble de fatalité, c'est à l'heure où règne la plus grande activité, où le personnel complet des usines est au travail, que le sinistre a éclaté. Des trois établissements détruits, un se trouve sur la commune de Maunay. Le toit ayant été enlevé d'abord, les malheureux se sont précipités en même temps vers les issues; mais elles se sont trouvées encombrées, et quelques-uns seulement ont pu sortir. La cheminée, haute de 130 pieds, a été rasée à quelques mètres de terre, et jetée au travers de la rivière. Le troisième étage, coupé également avec une sorte d'horrible précision, a été précipité dans l'eau. Puis les deux autres étages se sont affaissés, et les murailles même du rez-de-chaussée ont été démolies, à ce point que, sauf quelques mètres aux deux extrémités, il n'en restait pas deux briques l'une sur l'autre. Tout cela avait duré moins de deux minutes. »

TSCHEVAKINITE. Ce minéral a pour densité 4,326. Chauffé, il se boursoufle et devient très-poreux; il présente en même temps un phénomène d'ignition comme la gadolinite: au rouge blanc, il fond en une masse noire cristalline, à cassure conchoïde, sa densité est alors 4,717. Traité par l'acide chlorhydrique à chaud, il abandonne la silice à l'état de gelée, qui, traitée par le carbonate de soude, laisse un résidu insoluble assez considérable (4 p. c.).

La composition de ce minéral est très-compliquée:

Silice,	21,04
Chaux,	5,30
Magnésie,	0,22
Oxyde manganoux,	0,85
Potasse et soude,	0,12
Oxyde de cérium, de lanthane, de didyme,	47,29
Oxyde ferreux,	11,21
Acide titanique,	20,17
	104,58

TUBE. Cylindre creux en verre ou en métal, diversement recourbé en S ou en U. On s'en sert pour recueillir les gaz. On appelle *tubes de sûreté*, des tubes qui, en établissant une communication avec la pression atmosphérique et l'intérieur d'un ballon ou matras chauffé, préviennent des absorptions et des explosions dangereuses.

TUILE. Brique faite avec l'argile la plus commune, mêlée d'oxyde de fer qui la colore

en rouge, de carbonate de chaux, de silice, de houille, etc.

TUNGSTATES. Voyez TUNGSTÈNE.

TUNGSTÈNE. Le nom de tungstène vient de *Tungstein*, nom allemand d'un minéral dont on extrait le métal en question. Synonymes: *Wolfram*; *Schwerstein* (pierre pesante). Le tungstène est un corps simple, d'un gris d'acier, très-dur, friable, et en même temps un des métaux les plus denses. Sa densité varie de 17,22 à 17,60. Il est moins fusible que le manganèse. Il est inaltérable à l'air, à la température ordinaire; mais il s'oxyde à une température élevée. Les acides sulfurique et chlorhydrique ne le dissolvent pas. L'acide azotique et l'eau régale le convertissent, à l'aide de la chaleur, en acide tungstique; et à la chaleur rouge sombre, le nitre le change en tungstate de potasse. Le chlore gazeux peut se combiner directement avec le tungstène (la combinaison est accompagnée d'une flamme rouge), pour former un proto-chlorure; le brome, l'iode, le fluor, sont dans le même cas. Le soufre ne se combine pas directement avec lui. Le tungstène peut se combiner avec un grand nombre de métaux auxquels il communique de la dureté sans en altérer la ductilité.

Le tungstène se trouve dans le tungstate de chaux (*Scheelite*). On rencontre ce dernier en cristaux octaédriques ou dodécédriques blanchâtres. Il a l'aspect des corps gras; sa cassure est lamelleuse. Il contient, outre le tungstate (wolframate) de chaux, de l'oxyde de fer, de l'oxyde de manganèse et de la silice.

Le wolfram existe encore dans plusieurs minerais de plomb, de fer, de manganèse, de tantale et d'étain. Il appartient aux terrains anciens.

On obtient le tungstène en réduisant l'acide tungstique à une température élevée, au moyen de l'hydrogène ou avec la poussière de charbon.

Formule du tungstène: $W = 1188,56$

Composés oxygénés. 1° *Protoxyde de tungstène.* Obtenu en faisant arriver un courant d'hydrogène sur de l'acide tungstique légèrement incandescent, il se dépose sous forme d'une poudre brune. Obtenu en calcinant le tungstate de potasse avec du sel ammoniac, il se présente sous la forme d'une poudre noire comme du charbon. Il brûle comme de l'annadon, au-dessous de la chaleur rouge, en se transformant en acide tungstique. Il ne se combine ni avec les acides ni avec les bases. Formule:

$WO^2 = 1188,56 (W).$

$206 (O^2),$

$1588,56 = WO^2 = 1 \text{ équiv. de}$

protoxyde de tungstène.

2° *Peroxyde (acide wolframique, acide tungstique, acide de Scheele.)* Il est d'un jaune de soufre lorsqu'il est pur. Mêlé d'un peu de peroxyde, il est bleu ou verdâtre. Il est insipide et insoluble dans l'eau. Exposé à la lumière du soleil, il prend une teinte

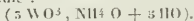
titre. Le résidu est l'acide tungstique pur : une simple calcination du sel donne, par la perte de poids, la proportion d'eau qu'il contient.

L'alcali ne peut être dosé par la quantité d'acide sulfurique fixé, parce que l'acide tungstique décompose le sulfate neutre à la température qu'il faut produire pour détruire le bisulfate.

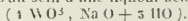
Ce procédé analytique a fourni les résultats suivants :

1. *Bitungstate sodique* (cristaux lamelleux), décomposable à froid par les acides. Formule : $(2 \text{WO}^3, \text{NaO} + 4 \frac{1}{2} \text{HO})$.

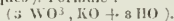
2. *Tritungstate ammonique* (cristaux octaédriques) ; il fond dans son eau de cristallisation et sous l'eau, comme le phosphore. Formule :



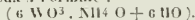
3. *Quadriringstate sodique* (cristallisé en tables au sein d'une liqueur acide). Formule :



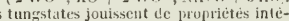
4. *Pentatungstate potassique* (cristaux prismatiques). Formule :



5. *Hexatungstate ammonique* (cristaux lamelleux). Formule :



6. *Tungstate d'ammoniaque et de potasse*. Formule :



Ces tungstates jouissent de propriétés intéressantes.

Mis en contact avec les acides chlorhydrique, nitrique, sulfurique, ils ne sont pas décomposés à froid, et même jusqu'à la limite de l'ébullition. Ce n'est qu'au bout d'un temps plus ou moins long, à froid et à l'ébullition, qu'ils laissent déposer de l'acide tungstique.

Cette stabilité semble devenir d'autant plus grande que le degré d'acidité est plus élevé. Ainsi les tungstates et bitungstates sont décomposables à froid par les acides ; le quadriringstate est tout à fait stable.

Leur solubilité est loin de diminuer en raison de la quantité d'acide qu'ils contiennent, car le quadriringstate sodique est plus soluble que le bitungstate. Traités par un excès d'alcali, ils redeviennent décomposables à froid par les acides, parce qu'ils sont ramenés à l'état de tungstates neutres. Sous l'influence d'un alcali caustique ou d'un carbonate, il se forme un précipité blanc d'hydrate d'acide tungstique, combiné à une certaine quantité d'alcali, qui, à froid, est insoluble dans l'excès d'alcali, et qui ne disparaît qu'à l'ébullition ; il est instantanément soluble dans la dissolution d'un tungstate neutre. (On sait que l'hydrate d'acide tungstique précipité par un acide est facilement soluble dans les alcalis.) Ce même précipité, formé dans des liqueurs assez étendues, se dissout par l'addition d'un acide.

Ces tungstates ont une réaction acide et une amertume très-prononcée. Chauffés à 220°, ils perdent une certaine quantité d'eau de cristallisation ; calcinés, ils deviennent anhydres, jaunes et insolubles, et contiennent alors de

l'acide tungstique libre. Par double décomposition, ils forment des tungstates insolubles correspondants qui sont solubles dans les acides ; mais bientôt ils perdent cette propriété dans le milieu même de leur formation ou après la dessiccation, soit spontanée, soit dans le vide. Les conditions de stabilité en présence des acides semblent donc être inhérentes à leur état d'hydratation.

L'acide tungstique présente, relativement aux acides organiques, des propriétés analogues à celles qu'il montre envers les acides minéraux : telles sont sa stabilité complète à l'état d'hydrate dans les acides oxalique, tartrique et leurs sels ; sa précipitation par les alcalis dans certaines circonstances, et la propriété qu'ont ces acides de décomposer les tungstates sans précipiter l'acide tungstique.

TUNGSTIQUE (Acide). Voyez TUNGSTÈNE.
TURBITH MINÉRAL. Voyez MERCURE, Azotate.

TURQUOISES Os fossiles, colorés en bleu par du carbonate de cuivre.

TYPES. La théorie des substitutions a prélué à la classification par types. Il est donc indispensable de dire un mot de cette théorie, qui a été l'objet de vives controverses. Quelques faits l'expliqueront mieux qu'une définition abstraite.

L'acide acétique ($\text{C}^4 \text{H}^3 \text{O}^3$), mis en contact avec le chlore sec à la lumière directe, perd tout son hydrogène, qui se trouve remplacé par la même quantité de chlore, exprimée en équivalents ; de manière qu'au lieu de $\text{C}^4 \text{H}^3 \text{O}^3$ (acide acétique), on a $\text{C}^4 \text{Cl}^3 \text{O}^3$. Ce nouveau composé est également acide ; c'est l'acide chloracétique ; il forme avec l'oxyde d'argent un chloro-acétate d'argent analogue à l'acétate.

Lorsqu'on fait passer un courant de chloro dans de l'alcool absolu, on obtient un composé indifférent comme l'alcool, et qu'on appelle chloral. Dans ce composé, trois équivalents d'hydrogène ont été exactement remplacés par trois équivalents de chlore.

La liqueur des Hollandais, $\text{C}^2 \text{H}^3 \text{Cl}$, n'est autre chose que du gaz oléifiant, dans lequel 1 équivalent d'hydrogène a été remplacé par 1 équivalent de chlore.

Ces faits, joints à quelques autres qu'il serait inutile de reproduire, ont conduit M. Dumas à formuler ainsi les principes de la *métalepsie*, nom qu'il préfère aujourd'hui donner à la théorie des substitutions :

1° Quand un corps hydrogéné est soumis à l'action déshydrogénante du chlore, du brome, de l'iode, de l'oxygène, etc., pour chaque équivalent d'hydrogène qu'il perd, il gagne 1 équivalent de chlore, de brome, d'iode, d'oxygène, etc.

2° Quand le corps hydrogéné renferme de l'oxygène, le même principe s'observe sans modification.

3° Quand le corps hydrogéné renferme de l'eau, celle-ci perd son hydrogène sans que

rien le remplace ; et, à partir de ce point, si on lui enlève une nouvelle quantité d'hydrogène, celle-ci est remplacée comme précédemment.

4° A travers toutes les substitutions qu'une molécule composée peut éprouver alors que ses éléments ont été remplacés successivement par d'autres, tant que la molécule est intacte, les corps obtenus appartiennent toujours à la même famille naturelle.

5° Quand, par l'effet d'une substitution, un corps est transformé en un autre qui présente les mêmes réactions chimiques, ces deux produits appartiennent à un même genre.

L'alcool, l'acide acétique hydraté, l'acide chloracétique, appartiennent à la même famille naturelle ; l'acide acétique et l'acide chloracétique font partie du même genre.

Quelques chimistes n'ont voulu voir dans la théorie des substitutions qu'un cas particulier de la loi des équivalents ; d'autres n'y ont vu que la loi de Berthollet, appliquée, avec quelques modifications, à la chimie organique ; tous ont feint d'ignorer ou se sont gardés de reconnaître la véritable signification de la théorie des substitutions. Cette théorie signifie, en effet, que l'antinomie dualiste de la théorie électro-chimique est inadmissible au moins en chimie organique. En effet, s'il est vrai, ce qui est incontestable, que le chlore, *élément électro-négatif*, peut, par exemple, remplacer tout l'hydrogène, *élément électro-positif*, de l'acide acétique, et donner naissance à un acide (acide chloracétique) tout à fait analogue à l'acide acétique, il sera évident que la théorie électro-chimique est contredite par l'expérience.

Il s'agissait de savoir si une combinaison chimique constitue, pour ainsi dire, un édifice simple, ou un monument double dans le sens de la théorie électro-chimique : tel était le fond même de la question. C'était la précision le terrain sur lequel les adversaires de la théorie des substitutions évitaient d'engager la lutte.

L'établissement des *types* était la conséquence naturelle de la théorie des substitutions.

M. Dumas et M. Laurent donnaient le nom de *type* à un système de molécules dans lequel une ou plusieurs molécules peuvent être échangées contre d'autres, sans que la nature chimique du système entier en soit troublée. Ils ont proposé de comprendre dans un même *genre* tous les composés qui réunissent des formules identiques à des propriétés chimiques semblables. C'est ainsi que l'acide oxalique et les oxalates appartiennent au même genre. L'*espèce* est déterminée par la base de chaque oxalate.

Une série de mémoires du plus haut intérêt a été consacrée à ce sujet par M. Dumas dans les *Annales de physique et de chimie*, et par M. Laurent dans la *Revue scientifique*.

Voici comment M. Dumas s'exprime au début de son premier mémoire sur les types

chimiques : « Si l'on envisage les divers composés chimiques comme constituant autant de systèmes planétaires, formés de particules maintenues par les diverses forces moléculaires dont la résultante constitue l'affinité, on n'aperçoit plus la nécessité de cette application universelle de la loi du dualisme, formulée par la théorie électro-chimique de Berzelius. Les particules pourront être plus ou moins nombreuses ; elles seront simples ou composées ; elles joueront dans la constitution des corps le même rôle que jouent dans notre système planétaire des planètes simples comme Mars ou Vénus, des planètes composées comme la Terre avec sa lune ; et comme Jupiter avec ses satellites.

« Qu'on remplace, dans ce système ainsi constitué, une particule par une autre particule d'espèce différente, il s'établira nécessairement un nouvel équilibre ; le nouveau corps ressemblera au premier, ou bien en différera plus ou moins par ses réactions extérieures. Si la différence est faible ou nulle, les deux corps posséderont les mêmes propriétés chimiques ; si elle est plus marquée, ils appartiennent encore au même système mécanique, mais la ressemblance chimique sera plus difficile à saisir.

« L'expérience peut nous apprendre si dans un composé donné il entre des groupes complexes faisant fonction d'éléments ; il suffit pour en être sûr, qu'on puisse substituer des éléments à ces groupes, sans que la constitution générale du composé soit altérée. C'est ainsi que certains radicaux organiques jouent bien réellement, dans les composés qui les renferment, le rôle d'éléments simples par lesquels on peut les remplacer.

« L'expérience peut également nous apprendre si deux corps appartiennent ou non au même système chimique ; car, en ce cas, toutes les réactions extérieures et leurs principaux doublements doivent offrir une parfaite ressemblance.

« Je laisse à qui de droit le soin d'établir par quelle série d'expériences on peut démontrer que deux corps appartiennent encore au même système mécanique, quoiqu'ils soient séparés l'un de l'autre par tout l'ensemble de leurs propriétés chimiques apparentes.

« Ce que je veux surtout mettre en évidence, c'est la haute valeur de ces propriétés chimiques, que j'ai appelées fondamentales, et au moyen desquelles on peut démontrer que deux composés, très-différents en apparence, appartiennent néanmoins au même type chimique, c'est-à-dire qu'ils sont formés du même nombre d'équivalents, unis de la même manière. »

Les bases de l'édifice sont jetées ; mais on semble, jusqu'à présent, avoir reculé devant les détails de l'exécution.

TYPHON. On donne ce nom à un vent très-violent, soufflant de différents points de l'horizon.

U

ULMINE. Voyez **ULMIQUE** (Acide).

ULMIQUE (Acide). En traitant le bois pourri et les débris de végétaux par un alcali, et en précipitant la solution par un acide, on obtient un produit brunâtre. C'est ce produit, sur la constitution duquel on n'est pas encore d'accord, qui a reçu par quelques chimistes indifféremment les noms d'*acide ulmique*, d'*albumine*, de *humine*, d'*acide humique*, de *gème*, d'*acide gélique*. Cette substance paraît jouer un rôle important dans la végétation. Les acides sulfurique et chlorhydrique produisent, en réagissant sur du sucre, une espèce d'humus noir, l'acide ulmique ou l'ulmine.

Pour obtenir un produit d'une composition constante, M. Péligot recommande de chauffer fortement un mélange de potasse et de sucre, en prolongeant même l'action de manière à décomposer une partie de l'ulmate produit; la dissolution aqueuse, précipitée par un acide minéral, donne un acide noir qui, séché à 120° dans le vide, a été trouvé composé de $C_{54}H_{26}O_6$.

Pour l'ulmate d'argent, M. Péligot a obtenu la formule: $C_{54}O_{28}O_6$, Ag O, et pour celui de potasse: $C_{54}H_{26}O_6$, KO.

UNISSON. On appelle ainsi l'accord formé par deux sons résultant du même nombre de vibrations d'un corps sonore dans le même espace de temps. L'inégalité dans le nombre des vibrations constitue les intervalles musicaux. L'unisson suppose donc l'égalité dans le nombre des vibrations des corps sonores. Cependant l'unisson n'implique pas nécessairement l'identité des sons, telle que l'oreille ne puisse les distinguer entre eux. Des sons peuvent être très-différents de force et de timbre, sans cependant cesser d'être à l'unisson. C'est ainsi qu'une vielle peut être à l'unisson d'une clarinette. Une corde qu'on fait vibrer à côté d'une autre, montée à l'unisson ou à l'octave ou à la quinte, produit dans celle-ci des vibrations, une résonnance dont les sons appartiennent à l'accord parfait.

UNITÉ. On appelle ainsi une chose considérée comme non divisée, et servant de terme de comparaison arithmétique.

URAMILE. Corps blanc cristallin, découvert par MM. Liebig et Woehler dans les produits de décomposition de l'acide thionurique. Pour l'obtenir, on ajoute de l'acide chlorhydrique en excès à une solution saturée et bouillante de thionurate d'ammoniaque; on continue à chauffer la liqueur jusqu'à ce qu'elle commence à se troubler; l'uramile cristallise par le refroidissement de la liqueur. Peu soluble dans l'eau, il se dissout dans les alcalis caustiques, et en est précipité par les acides. La solution ammoniacale, exposée à l'air, se colore en rouge pourpre, et laisse déposer des aiguilles cristallines d'un vert métallique. L'uramile est changé en acide uramitique par la

potasse et les acides bouillants étendus. Traité par l'acide nitrique concentré, il se convertit en alloxane. Par l'ébullition, il réduit les oxydes de mercure et d'argent, en se transformant en murexide.

La composition de l'uramile s'exprime par la formule: $C^8 H^4 H^5 O^6$.

URAMITIQUE (Acide). Produit blanc cristallisable en prismes à 4 pans ou en aiguilles soyeuses. Il a été découvert par MM. Liebig et Woehler. On l'obtient en faisant bouillir l'uramile avec une lessive de potasse ou avec un acide étendu. L'acide uramitique se dissout dans 6 à 8 parties d'eau froide, et dans 3 parties d'eau bouillante. Il est soluble dans l'acide sulfurique, dans l'acide nitrique et dans les alcalis. Longtemps bouilli avec l'acide chlorhydrique ou sulfurique étendu, il acquiert la propriété de précipiter en violet l'eau de baryte. Chauffé à 100°, il se colore légèrement en rose, sans rien perdre de son poids.

La composition de l'acide uramitique se représente par la formule: $C^{16} H^5 H^3 O^{15}$.

Les sels (*uramitates*) que cet acide forme avec les bases sont solubles et cristallisables.

URANE. Le nom d'urane vient de celui de la planète *Uranus*; car les anciens donnaient aux métaux les noms des planètes. L'urane se présente sous différents aspects, suivant les procédés employés pour l'obtenir: 1° en réduisant l'oxyde d'urane au moyen de l'hydrogène, on obtient l'urane sous la forme d'une poudre d'un brun de cannelle; 2° en réduisant le même oxyde au moyen du charbon, on obtient l'urane en poudre noire, sans éclat; 3° en réduisant le chlorure double d'urane et de potassium, au moyen d'un courant d'hydrogène, on obtient l'urane en petits cristaux octaédriques réguliers, presque noirs. Ces cristaux, vus au microscope, sont transparents et de couleur brune. L'urane est infusible et fixe; la chaleur l'agglomère, sous forme de petites aiguilles brillantes, d'un gris de fer, d'une densité égale à 9,6.

L'urane est inaltérable à l'air. Exposé à la chaleur rouge, il prend feu, brûle comme du charbon, et se change en protoxyde d'urane. Les acides sulfurique et chlorhydrique concentrés ne l'attaquent ni à chaud ni à froid. L'acide azotique ou l'eau régale l'attaquent même à froid. Il ne s'allie pas avec les métaux.

Voici les principales espèces minérales uranifères qui se rencontrent dans la nature:

1° *Oxydule* (Pechblende). La pechblende ressemble, par son aspect et par sa cassure, à un schiste houiller. Elle est presque toujours mêlée d'argile, de carbonate de chaux, de cuivre pyriteux, de blende, de galène et de minéral de cobalt. On la rencontre dans les mines de plomb de Joachimsthal et de Iohan-

Géorgenst ad en Bohême. Elle colore en vert la flamme du chalumeau.

2° *Hydrate de deutoxyde*. Il est pulvérulent ou compacte, d'un jaune citron. On le rencontre dans les mines de plomb de la Bohême.

3° *Johanite*. Ce minéral est d'un beau vert-pré, très-tendre, et d'un éclat vitreux. Il est soluble dans l'eau. C'est un sulfate double de deutoxyde d'urane et de deutoxyde de cuivre. On rencontre la johanite dans les travaux abandonnés de la mine d'Élias, près de Joachimsthal en Bohême.

4° *Uranite*. L'uranite existe aux environs d'Autun, cristallisée en lames carrées, entrecroisées, translucides, d'un beau jaune tirant un peu sur le rouge. C'est un phosphate double de chaux et d'urane.

5° *Chalcolite*. Ce minéral a les mêmes caractères extérieurs que l'uranite. Il n'en diffère que par sa couleur, qui est d'un beau vert émeraude. On trouve la chalcolite en Cornouailles et dans le département de l'Aveyron. C'est un phosphate double de cuivre et d'urane.

M. Berthier indique le procédé suivant, comme le plus simple et le plus économique pour l'extraction de l'urane : « On calcine le minéral dans un creuset nu, après l'avoir mêlé avec du charbon. De cette manière on expulse la presque totalité de l'arsenic, et en même temps beaucoup de soufre; les pyrites se changent en protosulfures, et l'oxyde d'urane se réduit à l'état métallique. Si alors on fait bouillir, avec de l'acide chlorhydrique concentré, le minéral ainsi traité, tout le fer se dissout, ainsi que la chaux, la magnésie et la plus grande partie du plomb, sans qu'il se dissolve la plus petite trace d'urane, et celui-ci reste mêlé d'argile et de sulfure de cuivre; dans cet état, il pourrait être employé pour la préparation des émaux. On en extrait d'ailleurs aisément de l'oxyde d'urane pur, en le traitant par l'acide nitrique, faisant passer de l'hydrogène sulfuré dans la liqueur, filtrant, évaporant à sec, et calcinant le nitrate d'urane à la chaleur rouge. » — On obtient l'urane en réduisant le carbonate ammoniacal par l'hydrogène. Chauffée dans un creuset brasqué, cette poudre se réunit en une seule masse assez dure, d'un brun foncé, sans éclat métallique.

L'urane a été découvert en 1789, par Klaproth, dans la *pechblende*.

Oxydes. On connaît deux degrés d'oxydation de l'urane :

1° *Protoxyde*. À l'état anhydre, obtenu en brûlant l'urane au contact de l'air, il se présente sous la forme d'une poussière noire peu soluble dans les acides. À l'état d'*hydrate*, il est d'un vert grisâtre, et se dissout facilement dans les acides. Ses combinaisons avec les acides sont vertes. Exposé à l'air, il jaunit et se décomposant en deutoxyde. Formule : UO.

2° Le *deutoxyde* est presque toujours hydraté. Il se présente sous forme de poudre jaune orangé, obtenue par voie de précipitation. Il

joue à la fois le rôle de base et le rôle d'acide. C'est pourquoi on ne l'a jamais pur, quand on le prépare en précipitant un sel de deutoxyde d'urane par un alcali. Il se dissout dans les acides, et donne des sels d'un beau jaune. Avec les alcalis il forme les uranates. Il est très-soluble dans le carbonate d'ammoniaque, ce qui permet de le séparer du fer et de beaucoup d'autres métaux. Exposé à la chaleur rouge, il abandonne une partie de son oxygène, et se change en protoxyde. Il se fond facilement avec les substances vitreuses, auxquelles il communique une belle couleur jaune orangé. Avec le borax il donne un vert sale. On peut l'employer pour colorer la porcelaine et les émaux. Formule : UO.

Sels d'urane. On distingue trois espèces de sels d'urane : A. *Sels à base de protoxyde d'urane*. Ils sont colorés en vert, et se changent, au contact de l'air, en sels de deutoxyde. Quelques-uns sont parfaitement neutres, et susceptibles de cristalliser.

1° Les alcalis y produisent un précipité vert, gélatineux, insoluble dans un excès de précipitant.

2° Les carbonates alcalins donnent un précipité semblable, mais soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque.

3° Le cyanoferrure et le cyanoferride de potassium y donnent un précipité d'un brun rougeâtre.

4° Les sulfures alcalins y forment un précipité noir, insoluble dans un excès de précipitant. Point de précipité avec l'acide sulfhydrique.

5° La noix de galle y produit un précipité brun chocolat.

B. *Sels de deutoxyde*. Ils sont d'un jaune citron; ils ont presque tous une réaction acide, et une grande tendance à former des sels doubles, beaucoup plus stables que les sels simples.

Ils forment : 1° avec les alcalis, un précipité jaune, gélatineux, insoluble dans un excès d'alcali;

2° Avec les carbonates alcalins, un précipité également jaune (carbonate double), soluble dans un excès de précipitant, et particulièrement dans le carbonate d'ammoniaque;

3° Avec le cyanoferrure de potassium et la noix de galle, des précipités semblables à ceux que donnent les sels de protoxyde. L'acide turtrique et d'autres substances organiques empêchent la précipitation par un alcali.

C. *Sels dans lesquels le deutoxyde d'urane joue le rôle d'acide* (uranates). Ils sont en général basiques et très-stables au feu. En faisant passer un courant d'hydrogène sur un uranate dont la base est facile à réduire, on obtient une poudre pyrophorique brûlant au contact de l'air (*uranure*). Les uranates alcalins calcinés sont d'un très-beau jaune brique.

En 1842, M. Péligot démontra que l'urane n'est pas un corps simple, comme M. Berzelius,

comme tout le monde l'avait admis jusqu'à présent. Il a fait voir, par une série d'expériences, que ce prétendu métal contient une assez forte proportion d'oxygène; que le radical de l'urane, le vrai métal, peut être isolé; que le composé binaire qu'on a pris pour un métal est un oxyde défini, qui, dans ses combinaisons, tantôt se comporte comme un oxyde basique ordinaire, tantôt présente les caractères d'un corps simple ou d'un radical. Il a en outre analysé et décrit une foule de combinaisons de l'urane; et l'on peut dire que son mémoire, fort volumineux, forme une véritable monographie de ce métal et de ses combinaisons.

Voici comment M. Péligot a prouvé que l'urane contient de l'oxygène. Il a préparé de l'oxyde noir d'uranium en calcinant du nitrate d'urane pur; cet oxyde, étant intimement mêlé avec la moitié de son poids de noir de fumée, a été soumis d'abord à une haute température, ensuite à un courant d'hydrogène sec. Les meilleures conditions pour obtenir un mélange d'urane et de charbon se trouvaient donc, dans cette expérience, doublement remplies. Or, ce mélange, soumis à l'action du chlore sec et pur dans le tube même qui avait servi à le traiter par l'hydrogène, afin d'éviter toute chance de réoxydation, a fourni une abondante et complète sublimation de chlorure octaédrique, et en même temps un dégagement de gaz acide carbonique et d'oxyde de carbone. L'oxygène de ces gaz est donc celui que renfermait le métal supposé.

Le chlorure vert obtenu en faisant arriver un courant de chlore sec sur un mélange intime de parties égales d'oxyde d'uranium et de charbon, renfermait :

Chlore,	57,1
Uranium,	69,9
	<u>107,0</u>

L'uranium avait été dosé à l'état d'urane; et, en effet, le calcul donne :

Chlore,	57,1
Oxyde d'uranium,	71,2
	<u>108,5</u>

Ces nombres s'accordent avec ceux de l'expérience.

Le protochlorure d'uranium correspond au protoxyde d'uranium (urane métallique ancien), qui renferme :

Oxygène,	11,7
Urane,	58,5
	<u>106,0</u>

L'eau décompose ce chlorure; la liqueur verte renferme en dissolution de l'acide chlorhydrique et du protoxyde d'uranium (urane métallique); ce dernier en est précipité par les alcalis à l'état d'une gelée brun noirâtre.

Le protoxyde d'uranium joue le rôle de base vis-à-vis des acides, et forme des sels qui sont verts quand ils sont dissous dans l'eau. Par suite d'une étrange confusion, on a admis que ces sels, qui d'ailleurs ont été plutôt entrevus qu'éta-

diés, renfermaient un oxyde d'urane particulier (oxyde uraneux de M. Berzelius), lequel s'obtient par la calcination du nitrate d'urane à une haute température.

Uranium. Il se produit par la décomposition du chlorure précédent par le potassium. On procède comme pour la préparation du magnésium. Ce métal est très-combustible; à une température peu élevée, il brûle au contact de l'air, avec une lumière remarquable par son éclat et par sa blancheur; une trace impondérable de ce métal devient apparente, par suite de cette grande combustibilité: sa combustion a lieu à une température si basse, que quand on chauffe avec précaution un papier sur lequel on a placé quelques parcelles d'uranium, celles-ci brûlent avant que le papier lui-même roussisse et prenne feu. Même à l'état pulvérulent, l'uranium se conserve à l'air sans subir aucune altération apparente; il ne se décompose pas dans l'eau pure à la température ordinaire, mais il se dissout avec dégagement d'hydrogène dans les acides dilués; ses dissolutions sont vertes, quand l'acide n'a pas agi lui-même comme oxydant; elles offrent les caractères attribués jusqu'ici aux sels de protoxyde d'urane.

Il s'unit au chlore avec grand dégagement de chaleur et de lumière, en produisant le chlorure vert volatil; de même il se combine aussi directement avec le soufre à la température de l'ébullition de ce corps: l'action a lieu avec production de lumière. On sait que l'urane ne présente pas ces caractères.

Sous-chlorure d'uranium. Ce composé s'obtient en dirigeant un courant d'hydrogène sec sur le chlorure vert d'uranium; il est fort soluble dans l'eau; sa dissolution est pourpre, mais au bout de quelques instants elle devient verte; elle fournit un dégagement d'hydrogène, et en même temps elle dépose une poudre rouge, qui est très-probablement de l'oxyde d'uranium, formé par suite de la transformation de ce corps en chlorure d'uranium.

La composition du sous-chlorure est représentée par la formule; $U^4 Cl^6$, le poids atomique de l'urane étant égal à 730, d'après M. Péligot.

Ce chimiste admet l'existence de cinq oxydes d'uranium; nous allons les faire connaître sommairement.

Sous-oxyde d'uranium : $U^4 O^3$. Il s'obtient lorsqu'on verse de l'ammoniaque liquide dans la dissolution du sous-chlorure d'uranium; il se fait alors un précipité qui offre successivement plusieurs nuances remarquables par leur grande fugacité. Son extrême instabilité rend son étude tout à fait impossible.

Protoxyde d'uranium : UO . C'est l'urane métallique ancien (plus haut décrit); on connaît ses propriétés et plusieurs procédés pour le préparer.

Deutoxyde d'uranium, ou *oxyde noir* : $U^4 O^5$. Cet oxyde s'obtient par la calcination du

nitrate à une haute température, ou bien en chauffant fortement le produit de l'oxydation à l'air de l'uranium ou de son protoxyde. Il est indécomposable par la chaleur; mis en contact avec les acides, il ne s'y unit pas directement, mais il donne un mélange de sels de protoxyde et de peroxyde: c'est donc un oxyde salin, dont la formule rationnelle serait: $2\text{UO} + \text{U}^2\text{O}^3$.

Trioxyle d'uranium, ou oxyde olive: U^3O^3 . Lorsqu'on soumet l'uranium ou les oxydes précédents à l'action de l'oxygène, à la température de rouge sombre, ces corps se transforment en un oxyde salin $\text{UO} + \text{U}^2\text{O}^3$; les acides donnent, en attaquant, un mélange de sel jaune et de sel vert, mélange dans lequel le sel de peroxyde d'uranium est prédominant.

Peroxyde d'uranium, ou oxyde des sels jaunes: U^2O^3 . Cet oxyde, qui forme les sels jaunes d'uranium les plus importants et les plus faciles à produire, n'a pas encore été obtenu à l'état isolé. Quand on décompose à une douce chaleur le nitrate d'urane, il reste un sous-sel de couleur orangée qui, chauffé plus fortement, se convertit en oxyde olive, puis en oxyde noir; lorsqu'on verse un alcali dans une dissolution saline de cet oxyde, le précipité qui se produit retient l'alcali en combinaison, l'urate d'ammoniaque résiste lui-même à l'action prolongée de l'eau bouillante et aussi du vide: par la chaleur, l'ammoniaque et l'eau ne s'en vont que lorsque le peroxyde lui-même est détruit.

Sels de protoxyde d'uranium. Le protoxyde et le peroxyde peuvent seuls se combiner intégralement avec les acides.

Oxalate de protoxyde d'uranium. — M. Péligot le représente par: $\text{C}^2\text{O}^3, \text{UO} + 3\text{aq}$. C'est un sel blanc, légèrement verdâtre, très-peu soluble dans l'eau froide ou chaude.

Sulfate de protoxyde d'uranium. Quand on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution concentrée de chlorure vert (U^2Cl^2), le mélange se prend en masse, par suite de la formation du sulfate de protoxyde d'uranium. L'analyse a donné pour ce composé la formule: $\text{SO}^3, \text{UO} + 4\text{aq}$.

Sels de peroxyde d'uranium. Dans les composés que nous venons de décrire, le protoxyde d'uranium joue le rôle d'un oxyde basique ordinaire: 850 p. e. de cet oxyde se combinant avec 1 éq. d'acide pour former un sel neutre. Mais lorsque ce même protoxyde est mis en contact avec le chlore, avec l'oxygène et les acides, il se comporte, dans certaines circonstances, comme un corps simple; du moins, les caractères de ces composés sont tels que cette manière d'envisager le rôle que joue le protoxyde d'uranium semble être la plus simple et la plus rationnelle. Ainsi, cet oxyde s'unit intégralement au chlore, et le composé ternaire qui en résulte se combine à son tour avec les chlorures alcalins, en donnant nais-

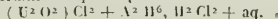
les caractères des composés, formés par les chlorures ordinaires. En se combinant avec un équivalent d'oxygène, il constitue une base qui offre les caractères des oxydes à un équivalent d'oxygène; car, en prenant un équivalent d'acide, cet oxyde forme des sels évidemment neutres par l'ensemble de leurs propriétés.

Dans un équivalent de ce radical métallique composé, il entre 2 équiv. de protoxyde d'uranium. M. Péligot propose de désigner sous le nom d'*uranyle* le protoxyde d'uranium, lorsque ce corps revêt, dans les combinaisons, son caractère de radical; le nom de protoxyde d'uranium restant appliqué soit à cet oxyde isolé, soit à la base des sels verts.

Chlorure d'uranyle: $(\text{U}^2\text{O}^2)\text{Cl}^2$. Ce composé se forme quand le protoxyde d'uranium est mis en contact avec le chlore sec à la température rouge; il est jaune, cristallin, très-fusible. Soumis à l'action du potassium dans les mêmes circonstances que le chlorure d'uranium, il donne le protoxyde, en même temps qu'il se fait du chlorure potassique. Cette réaction est un argument en faveur de l'existence de cet oxyde comme radical dans les composés jaunes de l'uranium.

Chlorure double d'uranyle et de potassium. On l'obtient en ajoutant à une dissolution acide de chlorure d'uranyle une dissolution de chlorure de potassium. Il présente l'aspect de larges tables rhomboïdales, de la couleur jaune verdâtre qui caractérise les sels d'uranyle. Sa composition est représentée par: $(\text{U}^2\text{O}^2)\text{Cl}^2\text{KCl}^2 + 2\text{aq}$.

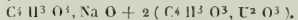
Chlorure double d'uranyle et d'ammonium. Ce sel est très-déliquescent; il se forme de la même manière que le précédent; sa formule s'exprime par:



Tels sont les principaux résultats du travail récent de M. Péligot.

De son côté, M. Wertheim a cherché (*Annalen der Chemie*, année 1844) à déterminer l'équivalent de l'urane à l'aide de l'acétate double d'urane et de soude, et de l'acétate d'urane. Il s'est ainsi arrêté au nombre 746,56. M. Péligot avait adopté 750, multiple de l'hydrogène; M. Rammelsberg, 605,786; M. Ebelmen, 742,873.

L'acétate double d'urane et de soude est un sel anhydre, bien cristallisé; il se représente par:



On peut l'analyser par calcination: on obtient ainsi de l'urate de soude; ou bien encore on précipite l'acide uranique par la baryte caustique; on sépare l'excès de baryte caustique par l'acide carbonique, puis on enlève l'acétate de baryte, que l'on calcine. On obtient ainsi l'acide acétique. Quant au mélange de carbonate et d'urate de baryte, on le traite par de l'acide sulfurique, puis on précipite l'urane par l'ammoniaque; l'urate d'ammoniaque donne par la calcination de l'oxyde vert.

L'acétate d'urane, qui cristallise d'une solution un peu étendue à une température inférieure à 10° , a pour formule : $C_4 H^3 O^3 U^2 O^3 + 3HO$.

Celui qui cristallise d'une solution acide contient 1 équivalent d'eau de moins.

M. Wertheim établit ensuite que les oxydes d'urane ont la formule suivante :

Acide uranique jaune, $U^2 O^3$;

Protoxyde d'urane noir, UO , obtenu en réduisant l'acide ou l'oxyde vert par un courant d'hydrogène ;

Oxyde intermédiaire (oxyde vert) : $U^3 O^4 = U^2 O^3 + UO$.

L'uranate de potasse a pour formule : $2 U^2 O^3 + KO$.

L'uranate de baryte : $2 U^2 O^3 + Ba O$.

L'acétate double d'urane et d'argent se représente par $C_4 H^3 O^4, Ag O + 2 (C_4 H^3 U^2 O^3)$.

L'acétate double d'urane et de potasse a la même formule ; il est isomorphe avec le précédent.

Celui d'ammoniaque contient 6 équivalents d'eau, celui de magnésie 3 équivalents, celui de zinc 5, le sel de baryte 6 équivalents. A part les équivalents d'eau, tous les autres uranates ont la même formule.

L'acéto-uranate de plomb contient moitié moins d'acétate d'urane que les précédents : il se représente par $C_4 H^3 C^3, Pb O + C_4 H^3 O^3, U^2 O^3 + 6 HO$.

L'uranate de plomb ne diffère pas des uranates de potasse et de baryte ; il a pour formule : $2 U^2 O^3 + Pb O$.

URANOTANTALE. Minéral du mont Ilmen ; il existe sous forme de grains aplatis, terminés par des facettes confuses, et qui ne dépassent pas la grandeur d'une noisette. Sa cassure est d'un noir velouté, doué d'un éclat métallique imparfait. Il est opaque, et produit une poudre brune foncée. Il se rampe, quant à sa dureté, entre l'apatite et le feldspath ; son poids spécifique est 3,625. Le borax le dissout facilement, et donne une perle jaune à la flamme extérieure, qui devient noir verdâtre à la flamme intérieure, et tirant sur le rouge pendant qu'elle est chaude ; flambée, elle devient jaune brun. Le sel de phosphore le dissout facilement, et produit une perle vert clair dans la flamme extérieure, et vert émeraude dans la flamme intérieure. Avec la soude, sur une lame de platine, on obtient la réaction du manganèse. Il est composé principalement de tantale et d'urane, probablement tous les deux à l'état d'oxydes inférieurs.

URANITE. Minéral d'urane. Voyez URANE.

URÉE. (*Cyanate d'ammoniaque*). Matière blanche, cristallisable en prismes quadrilatères aplatis. Elle se dissout dans son poids d'eau froide, et en toute proportion dans l'eau bouillante ; elle est également soluble dans l'alcool, plus à chaud qu'à froid. L'urée a une saveur fraîche, amère, semblable à celle du nitre ; elle est déliquescente et inaltérable à l'air sec.

Par la distillation sèche, elle se décompose en cyanate d'ammoniaque et en acide cyanurique solide.

L'urée a été découverte dans l'urine par Fourcroy et Vanquelin. M. Woehler l'a obtenue artificiellement en mettant du gaz ammoniaque sec en contact avec de l'acide cyanique hydraté, et en chauffant légèrement le produit languissant blanc ainsi obtenu. C'est la première matière animale obtenue par voie artificielle. M. Millon a observé, avec de très-petites quantités d'urée et d'acide nitrique, les phénomènes de réaction extrêmement curieux.

Formule de l'urée : $C^2 O^2 N^2 H^4$. L'urée forme avec les acides des sels très-peu solubles et cristallisables. M. Marchand et M. Heintz en ont fait tout récemment une étude approfondie.

Le procédé généralement en usage pour préparer l'urée consiste à précipiter par l'acide nitrique l'urine évaporée au bain-marie jusqu'à consistance sirupeuse, à purifier le nitrate d'urée par le charbon et par des cristallisations répétées, à décomposer ce sel par du carbonate de baryte ou de potasse, et à séparer enfin, à l'aide de l'alcool, l'urée d'avec le nitrate de baryte ou de potasse. Cette méthode nécessite beaucoup de matière première, et est extrêmement longue ; on obtient rarement plus de 2 onces d'urée pure par 3 livres d'acide nitrique. M. Liebig (*Annalen der Chemie*, année 1841) recommande le procédé suivant, comme plus avantageux :

On réduit en poudre très-fine 28 p. de cyano-ferrure de potassium bien sec, et on le mélange intimement avec 14 p. de peroxyde de manganèse également bien pulvérisé. On chauffe le mélange sur une plaque en tôle (et non dans un creuset), disposée sur des charbons, de manière à la porter au rouge sombre ; il s'enflamme alors de lui-même, et se consume peu à peu. Il faut éviter l'agglomération de la masse, en l'agitant continuellement ; de cette manière on favorise également l'accès de l'air.

Lorsque la masse est bien calcinée, on la lessive, après qu'elle est refroidie, avec de l'eau froide, et l'on ajoute à la solution 20 1/2 p. de sulfate d'ammoniaque sec, tel qu'on le trouve dans le commerce. Il est convenable de mettre de côté la première lessive qu'on a obtenue avec le mélange calciné, et de dissoudre, à la température ordinaire, dans les dernières eaux de lavage de ce mélange, le sulfate d'ammoniaque qui doit y être mêlé, puis de mélanger la première lessive concentrée avec cette dernière solution ammoniacale. Ordinairement il se produit un abondant précipité de sulfate de potasse, que l'on sépare par décantation ; on évapore alors le liquide surabondant au bain-marie, ou bien dans un endroit chaud, en ayant soin d'éviter l'ébullition. Il se dépose alors des croûtes cristallines de sulfate de potasse, que l'on sépare chaque fois. On évapore enfin la liqueur à siccité, et on traite la masse restante par l'alcool bouil-

lant, qui dissout l'urée; seulement, le sulfate de potasse y étant insoluble, l'urée cristallise par l'évaporation de l'alcool.

Ce procédé donne, pour 1 kilogr. de cyano-ferrure, près de 230 grammes d'urée incolore et parfaitement pure.

Lorsqu'on calcine à l'air du peroxyde de manganèse avec du cyano-ferrure de potassium, il se produit du cyanate de potasse, qui se dissout sans altération dans l'eau froide; il faut éviter avec soin toute élévation de température, car le cyanate se décomposerait en ammoniacque et en bicarbonate de potasse. Lorsqu'on mélange du sulfate d'ammoniacque avec le cyanate de potasse, il se produit du sulfate de potasse et du cyanate d'ammoniacque, et ce dernier se transforme en urée par l'application de la chaleur.

L'oxygène du manganèse est loin de suffire, comme il est aisé de le voir, pour transformer tout le cyanogène du cyano-ferrure en acide cyanique; mais si l'on en prend davantage, il y aurait cet inconvénient, qu'une partie du cyanate de potasse se transformerait en carbonate: il est donc préférable de suppléer par l'oxygène de l'air à celui qui manquerait dans le manganèse. Plusieurs expériences faites dans le but de transformer tout le cyanogène du cyano-ferrure en acide cyanique, en employant une quantité correspondante de manganèse et de carbonate de potasse, n'ont pas donné un meilleur résultat que l'emploi d'une quantité insuffisante de peroxyde de manganèse et la calcination à l'air.

Il arrive quelquefois que la solution qui renferme le sulfate de potasse et l'urée est colorée en jaune par la présence du cyano-ferrure d'ammonium et de potassium, qui se dissout dans l'alcool, et colore ainsi les cristaux d'urée; on fait disparaître cette teinte en y ajoutant un peu de proto-sulfate de fer; après en avoir séparé le précipité de bleu de Prusse qui se produit aussi, on verse du carbonate d'ammoniacque dans la liqueur, pour décomposer l'excédant de sel de fer. De cette manière le liquide se décolore: on l'évapore ensuite, et on le traite comme précédemment.

M. Heintz (*Annalen v. Poggendorff*, année 1845) vient de proposer, pour constater les quantités d'urée contenues dans les urines, de traiter celle-ci par l'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique bouillant (afin de décomposer l'urée en ammoniacque), et de doser le résidu saisi à l'état de sel platinique ammoniacal.

URÉTHANE. Matière blanche, cristalline, d'un éclat nacré, fusible à 100°, et distillable sans altération à 120°. Elle se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool. L'uréthane a été découverte par M. Dumas, qui la considère comme un composé de 2 atomes d'éther carbonique et de 1 atome d'urée. Il l'a obtenue en faisant réagir une solution concentrée d'ammoniacque sur l'éther chlorocarbonique, et en soumettant le produit de réaction à la distillation. Formule: $C^6 H^7 O_4 N$.

URÉTHYLANE. Matière cristallisable, déliquescente, obtenue par MM. Dumas et Péligot, en faisant réagir l'ammoniacque liquide sur l'oxychloro-carbonate de méthyle. Elle est analogue à l'uréthane.

URILE. Synonyme: *Acide urilique*. Composé hypothétique, représenté par la formule: $C^8 N^2 O_4$. On a supposé l'existence de ce radical pour expliquer la constitution des corps suivants:

Acide urique = 2 équiv. d'urile + 1 équ. d'urée;
Alloxane = 2 équ. d'urile + 2 équ. d'oxygène
+ 4 équ. d'eau;
Alloxantine = 2 équ. d'urile + 1 équ. d'oxygène
+ 3 équ. d'eau.
Uramile = 2 équ. d'urile + 1 équ. d'ammon.
+ 2 équ. d'eau.

URILIQUE (Acide). Voyez URILE.

URINE. Liquide excrémental, sécrété par les reins, qui sont considérés par quelques chimistes comme un appareil d'oxydation (combustion). En effet, le soufre et le phosphore des aliments sont changés en acide sulfurique et phosphorique, de même que les tartrates et d'autres sels acide organique se retrouvent dans l'urine à l'état de carbonates. L'urine fraîche rougit légèrement le papier bleu de tournesol; abandonnée à elle-même, et par suite de la putréfaction, elle devient alcaline; elle se trouble en déposant des phosphates de chaux et de magnésie. Traitée par l'alcool, l'urine produit un léger précipité, formé d'acide urique, de phosphates terreux, et d'un peu de matière animale.

D'après l'analyse de M. Perzelius, 1,000 parties d'urine humaine contiennent:

Urée,	50,10
Acide lactique libre,	} 17,14
Lactate d'ammoniacque,	
Matières extractives,	
Acide urique,	1,00
Mucus de la vessie,	0,52
Sulfate de potasse,	3,71
Sulfate de soude,	3,16
Phosphate de soude,	2,91
Phosphate d'ammoniacque,	1,63
Sel marin,	4,46
Sel ammoniac,	1,36
Phosphate de magnésie et	
de chaux,	1,00
Silice,	0,02
Eau,	955,00
	<hr/>
	1000,00

Déduction faite de l'urée, du lactate d'ammoniacque, de l'acide lactique libre, de l'acide urique, du phosphate d'ammoniacque et du sel marin, on n'a dans l'urine que 1 pour 100 de matières solides, composées de sels inorganiques. Ces derniers constituent un excellent engrais; peu importe qu'ils soient employés en dissolution dans l'urine, ou en dissolution dans l'eau.

D'après Henry, l'urée est contenue dans l'urine à l'état de lactate; une autre portion s'y trouve à l'état libre.

Si on laisse l'urine se putréfier, toute l'urée, unie à l'acide lactique, se transforme en lactate d'ammoniaque; celle qui est libre se convertit en carbonate d'ammoniaque, sel très-volatil. C'est dans cet état de putréfaction que l'urine est employée comme fumier.

M. Liebig s'est occupé récemment (*Annalen der Chemie*, année 1844) à déterminer l'acide qui se décode dans les urines de l'homme et des animaux carnivores. L'acide lactique, dont la présence ne lui semble pas appuyée sur des preuves incontestables, a toujours échappé aux recherches qu'il a tentées sur l'urine fraîche. Il est vrai qu'il s'est borné à saturer l'acide des urines tantôt par la baryte, tantôt par la magnésie; et comme le lactate de ces bases pouvait produire, par double échange avec le phosphate de soude et de potasse, du lactate de soude et de potasse, tandis qu'il se précipiterait du phosphate insoluble de magnésie ou de baryte, il n'est pas étonnant que M. Liebig n'ait retrouvé en dissolution, dans les urines, ni baryte ni magnésie. Aussi ajoute-t-il lui-même que ces réactions ne peuvent décider de l'absence de l'acide lactique.

M. Liebig a eu recours à la putréfaction pour résoudre ce problème: l'acide lactique, qui résiste à la putréfaction des urines, ne se rencontre jamais dans les urines putréfiées; mais les acides benzoïque et acétique s'en séparent avec facilité. Ces acides ne semblent pourtant pas exister primitivement dans l'urine fraîche; l'acide benzoïque et l'acide acétique dérivent de l'acide hippurique d'une manière particulière.

Ces faits, indiqués en partie par Proust, sont établis avec grand soin par M. Liebig.

Celui-ci a vainement distillé l'urine fraîche avec différents acides, pour en éliminer l'acide acétique: quant à l'acide hippurique, il se constate de la manière suivante:

L'urine récente est évaporée au bain-marie en consistance sirupeuse, additionnée d'une petite quantité d'acide chlorhydrique, et agitée avec un volume égal au sien d'éther, qui dissout l'acide hippurique. Ordinairement il arrive que le mélange ne se sépare pas: la liqueur emprisonne l'éther dans sa mousse; mais la séparation de l'éther a lieu sur-le-champ si, après avoir abandonné le mélange à lui-même pendant une heure, on y ajoute 1/20 de son volume d'alcool; dans ce cas, la mousse disparaît, et la liqueur se sépare en deux couches: la supérieure, plus légère, contient l'acide hippurique, et renferme aussi de l'urée dissoute à la faveur de l'alcool ajouté. On enlève avec précaution, à l'aide d'un siphon, et on agite avec de petites quantités d'eau qui dissolvent l'alcool et l'urée, tandis que l'acide hippurique reste en dissolution dans l'éther. On l'obtient cristallisé par l'évaporation; il est coloré; mais quelques traitements par le charbon le dément en longs prismes brillants et transparents.

L'urine putréfiée a été débarrassée du carbonate d'ammoniaque par l'évaporation, puis

traitée par l'acide sulfurique et distillée. M. Liebig a ainsi obtenu assez d'acide acétique pour préparer plusieurs onces d'acétate de plomb. En saturant cet acide par l'oxyde de plomb, on obtient en même temps une quantité considérable de précipité blanc, qui consiste en benzoate de plomb pur. L'acide benzoïque s'est retrouvé dans toutes les urines examinées par M. Liebig. Comme l'acide benzoïque se convertit dans l'économie animale en acide hippurique, et comme ce dernier a été séparé en nature par M. Liebig, l'origine de l'acide benzoïque ne paraît pas être douteuse: il se forme aux dépens de l'acide hippurique, qui paraît exister à peu près dans les mêmes proportions que l'acide urique.

La source qui donne naissance à l'acide acétique est moins certaine: M. Liebig admet qu'il se trouve en combinaison intime avec quelque substance particulière, qui se sépare à la suite de la putréfaction. Cette substance complexe serait-elle identifiée avec la matière colorante de l'urine? aucune expérience ne le démontre. Dans tous les cas, lorsque l'urine putréfiée et évaporée est traitée par l'acide sulfurique, il s'en sépare au bout de quelque temps un corps huileux de couleur noire, soluble dans l'alcool et dans les alcalis, tant que la masse n'a pas été soumise à la distillation. Cette matière, décrite par Proust, peut provenir tant de la destruction de l'acide hippurique que de la substance propre à engendrer l'acide acétique.

Après avoir exposé sur l'urine les faits remarquables qui précèdent, M. Liebig se livre à des discussions physiologiques très-étendues.

M. Liebig fait remarquer, en terminant, que les urines saines ne contiennent que des traces très-faibles ou douteuses d'ammoniaque toute formée, qui vraisemblablement se trouvait déjà dans les aliments.

L'urine d'individus malades offre des modifications qu'il importe au médecin d'étudier. Dans un assez grand nombre de maladies, causes d'un dépérissement lent, l'urine contient de l'albumine et même du sucre de fruits (*diabète*); mais le genre d'altération le plus fréquent consiste dans un sédiment rouge brique, que bien des individus ont eu occasion d'observer sur eux-mêmes. Lorsqu'on jette ce sédiment sur un filtre, après qu'il s'est complètement déposé, il recouvre le papier d'une couche rose ou amarante qui se compose d'acide urique mélangé de légères traces de carbonate et de phosphate de chaux. Examine au microscope, il se présente sous la forme d'une poudre amorphe.

Si l'on abandonne ce sédiment pendant quelques jours dans l'urine, il s'y forme quelquefois beaucoup de tables rhombes et de prismes rectangulaires, rougeâtres, très-bien définis, et qui ne sont autre chose que de l'acide urique.

Cette précipitation d'acide urique a été interprétée de différentes manières. Scheele

admettait que l'acide urique était renfermé dans l'urine à l'état libre, qu'il s'y maintenait en dissolution à la faveur de la température élevée de ce liquide, et s'y précipitait par le refroidissement, en vertu de son peu de solubilité dans l'eau froide. Ce qui est contraire à cette application, c'est qu'on peut faire bouillir ce sédiment avec plus de six fois son poids d'eau sans qu'il se dissolve; ensuite l'acide urique qui est ainsi dissous se précipite à l'état cristallisable, et seulement en petite quantité.

D'autres chimistes prétendent que l'acide urique est combiné dans l'urine avec l'ammoniaque, et que celle-ci, en se dégageant peu à peu, détermine la précipitation de l'acide urique; mais il est à observer que l'urate d'ammoniaque est, sinon moins soluble, du moins tout aussi peu soluble que l'acide urique pur, et que son ammoniaque une fois fixé par un acide, ne peut pas s'en dégager. Suivant M. Berzelius, il serait possible que l'acide urique, à la température du corps, fût équilibré à l'acide phosphorique et à l'acide lactique dans leurs sels acides; toutefois cette manière d'être ne paraît guère probable. Enfin M. Duvernoy, ayant vu que quelques grains d'urate de potasse, dissous dans 2 ou 3 onces d'eau bouillante, précipitent immédiatement de l'acide urique par l'addition d'un acide plus fort, tandis que la même dose d'urate dissous dans une quantité égale d'urine ne sépare l'acide urique, pulvérulent ou cristallin, qu'au bout de quelque temps, crut devoir en conclure que la matière colorante de l'urine servait de dissolvant à l'acide urique, soit libre, soit combiné avec la soude. Car, dans ce dernier cas, l'urate de soude serait presqu'entièrement décomposé qu'occasionnait l'acide libre de l'urine. L'acide urique se décomposerait alors par suite de la décomposition spontanée de la matière colorante elle-même.

M. Scherer, qui a déjà tant fait pour les progrès de la chimie pathologique, pense que le dépôt d'acide urique est déterminé par suite de la formation de l'acide lactique, aux dépens de la matière extractive de l'urine.

M. Bibra (*Annalen der Chemie*, année 1843) vient de soumettre à l'analyse l'urine de plusieurs herbivores. Voici les principaux résultats de ce travail :

Urine de cheval. Elle a une réaction alcaline; il s'y forme au bout de quelques minutes une quantité assez notable de matière blanche jaunâtre, présentant sous le microscope des lames brillantes et compactes; le dépôt, lavé avec soin, fournit par l'analyse les résultats suivants :

Carbonate de chaux,	80,9
Carbonate de magnésie,	12,1
Matières organiques,	7,0

La densité de l'urine était en moyenne = 1,043, et la quantité de matière solide y variait de 12,3 à 8,3 p. c.; l'acide hippurique variait également de 1,3 à 0,3 p. c. Composition :

Matière extractive soluble dans l'eau,	21,52
Matière extractive soluble dans l'alcool,	23,39
Sels solubles dans l'eau,	25,40
Sels insolubles dans l'eau,	18,80
Urée,	12,24
Acide hippurique,	11,60
Mucus,	0,63
Eau,	885,09
	1001,00

Urine de porc. Limpide, presque inodore, d'une densité = 1,012 à 1,010; réaction alcaline. Composition :

Matières extractives solubles dans l'eau,	1,42
Matières extractives solubles dans l'alcool,	5,87
Sels solubles dans l'eau,	9,09
Sels insolubles dans l'eau,	0,38
Urée,	2,75
Mucus,	0,03
Eau,	981,96
	1000,00

Urine de bœuf. La composition relative de cette urine est extrêmement variable, surtout pour ce qui concerne l'acide hippurique; elle contient plus de carbonates alcalins et moins de carbonates calcaires et magnésiens que l'urine de cheval. Recueillie le matin, elle était limpide, d'une couleur jaunâtre assez intense, d'une densité = 1,040 à 1,032. Composition :

Matières extractives solubles dans l'eau,	22,48
Matières extractives solubles dans l'alcool,	11,21
Sels solubles dans l'eau,	24,42
Sels insolubles dans l'eau,	1,50
Urée,	19,76
Acide hippurique,	3,53
Mucus,	0,07
Eau,	912,01
	1000,00

Urine de chèvre. Limpide, d'une odeur particulière, assez pénétrante, d'une densité = 1,009 à 1,008, réaction alcaline. Composition :

Matières extractives solubles dans l'eau,	1,00
Matières extractives solubles dans l'alcool,	4,54
Sels solubles dans l'eau,	8,50
Sels insolubles dans l'eau,	0,80
Urée,	5,78
Acide hippurique,	1,23
Mucus,	0,06
Eau,	980,07
	1000,00

Urine de lièvre. Elle est alcaline, et contient une très-petite quantité d'acide hippurique; elle est ordinairement trouble, et dépose une matière blanchâtre, glabuleuse, formée principalement de phosphate de magnésie. Sa densité = 1,030. Composition :

Matières extractives solubles dans l'eau,	52,68
Matières extractives solubles dans l'alcool,	9,38
Sels solubles dans l'eau,	25,70
Sels insolubles dans l'eau,	12,64
Urée,	8,34
Eau,	912,86
	1000,00

URIQUE (Acide). Produit blanc, insipide,

Inodore, cristallisable en paillettes minces brillantes. Il a été découvert par Scheele dans l'urine de l'homme et des animaux carnivores; Vauquelin l'a trouvé dans l'urine des serpents (laquelle est de l'acide urique presque pur), et Brugnatelli dans les excréments des vers à soie. L'acide urique combiné avec la soude ou l'ammoniaque constitue en grande partie les dépôts topheux qu'on remarque dans les articulations des individus atteints de goutte ou de maladies rhumatismales; il entre aussi dans la composition d'un grand nombre de calculs urinaires, dans la fiente de pigeons et de presque tous les oiseaux. Pour préparer l'acide urique, on fait bouillir les calculs urinaires ou les excréments de serpents dans une solution de potasse caustique, et on traite la liqueur par l'acide chlorhydrique bouillant.

L'acide urique est très-peu soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Traité par l'acide nitrique concentré, il se colore en rouge de sang (*acide purpurique*), et devient d'un rouge violet par l'addition de l'ammoniaque. Dans l'action de l'acide nitrique sur l'acide urique, il se produit de l'alloxane, de l'alloxantine, de l'urée et de l'acide parabanique. Par la distillation sèche, il donne de l'acide cyanique, de la cyanide, de l'acide cyanhydrique, une matière carbonacée, et un peu de carbonate d'ammoniaque. Traité par un mélange d'eau bouillante et de peroxyde puce de plomb, il se transforme en allantoïne, en acide oxalique et en urée. Formule de l'acide urique : $C^2 O N^4 H_4 O^6$.

Les sels (*urates*) que l'acide urique forme avec les bases sont en général très-peu solubles et incristallisables. Les principaux urates sont ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'argent.

USNIQUE (Acide). Synonymes : *Usnème*. Ce produit est très-répandu dans la famille des lichens. Pour le préparer, M. Knop (*Annalen der Chemie*, année 1833) a employé de préférence l'espèce de lichen désignée par les botanistes sous le nom d'*Usnea florida*, Hoffm. Ce lichen est pendant plusieurs jours laissé en macération avec de l'éther; la liqueur est filtrée, puis évaporée; le résidu, traité par de l'alcool chaud, laisse, après le refroidissement, l'acide usnique sous forme de cristaux prismatiques jaunes, qui, étant lavés à l'alcool bouillant, s'obtiennent parfaitement purs.

Ces cristaux d'acide usnique sont très-fragiles; leur poudre est blanchâtre, très-électrique; ils fondent, à 200°, en une matière jaune résiniforme qui, par le refroidissement, reprend une forme cristalline. A une température plus élevée, cet acide se décompose en répandant une vapeur inflammable, attaquant fortement les organes de la respiration, et douée d'une odeur particulière. Il reste comme résidu un charbon brillant, très-peu combustible.

L'acide usnique est insoluble dans l'eau, et très-peu soluble dans l'alcool. Il ne se dissout

que dans l'éther bouillant, où il se dépose, par le refroidissement, sous forme de cristaux jaunes transparents. Il est également soluble à chaud dans l'huile essentielle de térébenthine et dans les huiles grasses.

Les alcalis caustiques dissolvent facilement, surtout à chaud, l'acide usnique, et forment avec lui des sels neutres. Un excès d'alcali change ces sels en des matières colorantes rouge, rouge-carmin jaune, et avec les différents nuances du jaune. Il faut en même temps faire intervenir la chaleur.

Les sels neutres hydratés que cet acide forme avec les alcalis se présentent sous forme de petits cristaux blancs soyeux, peu solubles dans l'eau et solubles dans l'alcool.

On obtient l'*usnate de potasse* directement en faisant bouillir une solution de carbonate de potasse en excès avec l'acide usnique. Le sel cristallise par le refroidissement. La quantité d'eau que renferment les cristaux n'a pas été déterminée. 0,337 d'usnate de potasse, desséché à 100°, ont donné par la combustion, et après avoir traité le résidu par le carbonate d'ammoniaque, 0,074 de carbonate de potasse = 0,056 de potasse = 11,04 p. c.

L'*usnate neutre de soude* ressemble à l'usnate de potasse; seulement il se décompose plus facilement, et se convertit plus promptement en des produits d'oxydation rouges et bruns. Dissous dans l'eau, il donne naissance à un sel acide qui rend l'eau savonneuse, et se dépose sous forme de flocons jaunes qui s'oxydent promptement à l'air.

On obtient l'*usnate d'ammoniaque* en faisant arriver un courant de gaz ammoniac dans l'alcool absolu, tenant en suspension de l'acide usnique pur. Par l'évaporation de la solution, le sel se dépose sous forme d'aiguilles cristallines. Ce sel se décompose dans l'eau bouillante, qui s'empare de l'ammoniaque, et sépare l'acide sous forme de flocons jaunes.

Les usnates terreux et métalliques sont presque tous insolubles dans l'eau. On les prépare en précipitant l'usnate de potasse par des sels terreux ou métalliques solubles. Ces précipités sont floconneux, amorphes, et prennent, sous l'influence de la chaleur, une forme granuleuse cristalline. Le plus remarquable de ces sels est l'*usnate de baryte*. On peut l'obtenir cristallisé dans l'alcool. 0,296 de ce sel, desséché à 100°, ont donné, après sa combustion, 0,066 de carbonate de baryte = 0,033 de baryte = 17,52 p. c.

Ce sel, obtenu cristallisé dans l'alcool, est anhydre; il ne se dissout plus dans l'alcool, à moins d'avoir été préalablement traité par l'eau chaude, et alors il se colore en fonce brun. Il s'oxyde déjà pendant son évaporation dans l'alcool.

Les autres sels, formés par l'acide usnique, sont blancs et bien moins cristallisables. Les usnates métalliques s'obtiennent par voie de précipitation, sous forme de flocons amorphes.

Usnate d'argent est blanc, mais il noircit promptement à la lumière. L'*usnate de cuivre* est d'un vert pré; broyé dans un mortier de verre, il devient électrique. Il a une composition constante si, pour le préparer, on emploie le précipitant en excès.

0,461 d'usnate de cuivre, desséché à 100°, ont donné 0,017 d'oxyde de cuivre = 10,2 p. c. Une deuxième analyse a donné 10,28, et une troisième 10,54.

Tous les usnates sont plus ou moins attaqués par les acides, excepté l'acide carbonique. Ils se décomposent dans l'eau en donnant naissance à des sels basiques. Pour en séparer l'acide à l'état de pureté, il faut dissoudre l'usnate dans l'alcool et l'éliminer par un acide. Les matières résineuses qui souillent l'acide s'opposent à la cristallisation des sels. Les bases peuvent se combiner en plusieurs proportions avec l'acide usnique.

Il résulte de là que la composition tant de l'acide libre que de l'acide combiné doit être représentée par la formule $C^{35} H^{17} O^{14}$. Ce qui paraît surprenant, c'est que l'acide cristallisé ne contienne pas d'eau remplaçable par des bases.

Les acides n'exercent pas une action bien marquée sur l'acide usnique. L'acide nitrique ordinaire ne l'attaque que lentement; mais l'acide nitrique fumant le transforme en un résidu d'un jaune foncé, et doué d'une odeur particulière; l'acide chlorhydrique et le chlorure ne l'altèrent pas sensiblement. L'acide sulfurique concentré le dissout, et sa solution, de couleur jaune, est décomposée par l'eau: les flocons blanchâtres qui se manifestent reprennent leur couleur jaune sous l'influence de la chaleur. En saturant cette solution par le carbonate de baryte, on obtient du sulfate de baryte et de l'usnate soluble dans l'alcool. L'acide usnique se décompose dans l'acide sulfurique à chaud.

Les matières résineuses qui accompagnent l'acide usnique diffèrent, par leur aspect, dans chaque espèce de lièren. Les lièrens renceillis sur l'écorce du hêtre fournissent une résine qui donne avec l'alcool une dissolution d'un vert émeraude; la résine des lièrens du mêlèze forme avec l'alcool une solution vert-

olive. Ces résines partagent avec les produits de décomposition de l'acide usnique la propriété de fournir avec l'ammoniaque une matière colorante rouge; mais cette matière, dissoute dans l'ammoniaque, se décolore par l'hydrogène sulfuré, ce qui la distingue des produits de décomposition de l'acide usnique. La potasse caustique change ces résines en des substances olivâtres qui deviennent successivement d'un rouge brun.

Si, pour produire des solutions colorées avec l'acide usnique, on emploie un mélange d'ammoniaque et d'alcool, on les obtient bien plus lentement. Ces solutions prennent des couleurs diverses au contact de l'air et sous l'influence de la chaleur; tantôt elles sont vertes comme les solutions des résines dans l'alcool, tantôt elles sont foncées par la production des matières colorantes rouges. Il a été impossible de s'assurer si ces résines prennent naissance aux dépens de l'acide usnique en présence d'autres corps.

L'acide usnique se trouve dans la couche corticale des lichens, tandis que les résines vertes existent avec plus d'abondance dans les cellules des couches médullaires. L'acide usnique abonde surtout dans le genre *Cladonia*, dont les espèces portent des cupules couleur de carmin.

UVAROVITE. Minéral vert analogue au grenat, qui se trouve à Rissersk, dans le gouvernement de Perm en Sibérie. Il cristallise en dodécèdres rhomboïdaux sur du fer chromé. Les cristaux ont un éclat vitreux très-prononcé; l'éclat de sa cassure est plus faible. Il est cassant; la couleur en est d'un beau vert de chrome, translucide sur les bords. En masses compactes, il est d'un aspect mat. La poudre est d'un vert encore plus clair. Poids spécifique = 3,3143.

L'analyse a donné :

Acide silicique,	56,95
Alumine,	3,63
Oxyde ferrique,	1,96
Oxyde chromique,	21,81
Chaux,	51,65
Magnésie,	1,31
Oxyde cuivrique,	traces.

V

VACCINIQUE (Acide). En saturant par la baryte les acides volatils, préparés en distillant avec de l'eau le beurre saponifié et traité par l'acide sulfurique étendu, on obtient un résidu salin qui se compose de deux parties, l'une très-soluble et l'autre peu soluble dans l'eau. La partie soluble consiste en butyrate et caproate de baryte; dans la partie peu soluble, la baryte est combinée à deux acides différents, que M. Lerch désigne sous les noms d'acides caprylique et caprique. (*Annalen der Chemie*, année 1811).

Si l'on évapore la liqueur tenant en dissolution le butyrate et le caproate de baryte, les premiers cristaux qui se forment ont ordinairement l'aspect du benzoate de chaux, c'est le caproate de baryte; le butyrate de baryte est encore en dissolution. Si, au contraire, ces cristaux ont un aspect glandulaire rappelant certaines cristallisations du carbonate de chaux, on y chercherait en vain du butyrate et du caproate de baryte.

Dans des circonstances encore inexplicées, les acides butyrique et caproïque se trouvent

remplacés par un acide particulier, auquel l'auteur donne le nom d'*acide vaccinique*; et c'est alors le vaccinat de baryte, que l'on obtient en évaporant la partie la plus soluble du résidu salin.

Le *vaccinate de baryte* renferme de l'eau de cristallisation; il s'effleurit à l'air et exhale une forte odeur de beurre, tandis que le caproate et le butyrate de baryte purs sont presque inodores et non efflorescents. Lorsqu'on laisse la solution de vaccinat de baryte longtemps exposée à l'air, ou qu'on la soumet à l'ébullition, on obtient, non plus le vaccinat, mais le caproate et le butyrate de baryte. L'acide vaccinique se transforme donc facilement en acides butyrique et caproïque; pendant cette transformation il ne se dégage point de vapeurs acides, la liqueur reste parfaitement neutre; et comme il ne se sépare aucune matière, M. Lereh paraît disposé à croire que l'acide vaccinique contient tout le carbone des acides butyrique et caproïque.

L'existence de l'acide vaccinique n'est pas constante. Ainsi, le beurre de l'été de 1812 (en Bohême), de même que celui de l'hiver suivant, ne contenaient que de l'acide vaccinique à la place des acides caproïque et butyrique, tandis que le beurre de l'été de 1815 n'en contenait plus de traces. Dans cette année, la sécheresse ayant occasionné une pénurie de fourrages, les vaches avaient été gardées à l'étable et nourries de paille. M. Lereh se demande si cette circonstance ne pourrait pas aider à l'explication de l'existence non permanente de l'acide vaccinique dans le beurre.

VALÉRALDÉHYDE. MM. Dumas et Stas ont donné ce nom à un produit huileux obtenu par la déshydrogénation de l'alcool amylique. C'est l'aldéhyde de l'acide valérianique représenté par la formule: $C^{20}H^{30}O^2$. Le même corps se rencontre, d'après les expériences de MM. Gerhardt et Cahours, dans les essences de valériane et de camomille.

VALÉRIANIQUE (Acide). Synonyme: *Acide valerique*. Produit d'un aspect huileux, bout à 152° , d'une densité 0,944, inflammable, et miscible en toutes proportions à l'alcool, à l'éther et à l'essence de térébenthine.

Comme l'acide valérianique est depuis quelque temps employé en médecine, M. Wittstein a proposé le mode de préparation suivant, comme étant le plus avantageux: On introduit dans un matras 20 livres de racine sèche et divisée de valériane, avec 100 livres d'eau, et on en distille 50 livres. On se sert comme récipient d'un florentin, afin de ne pas perdre toute l'huile essentielle, qui est de 5 à 5 1/4 onces. On ajoute au résidu de la cornue une nouvelle quantité (50 livres) d'eau, et on distille; on répète cette opération encore une fois. La racine est alors complètement épuisée. La matière brune extractiforme qui reste dans la cornue a une réaction acide; mais cette réaction est due, non à de l'acide valérianique, mais à un acide organique fixe qui pa-

rait naturellement exister dans la racine de valériane. Les produits liquides de la distillation sont, après qu'on en a décanté l'huile essentielle, saturés par du carbonate de soude, puis concentrés jusqu'à un certain degré, filtrés et évaporés sur un bain de sable. Le valérianat de soude ainsi formé est dissous dans son poids d'eau, et décomposé par l'acide sulfurique étendu (4 parties d'acide sulfurique concentré pour 3 parties de valérianat de soude sec). Il se produit aussitôt du sulfate acide de soude, et l'acide valérianique mis en liberté vient surnager le liquide sous forme d'une huile brunâtre; il est purifié par la distillation.

L'acide ainsi obtenu renferme 5 équivalents d'eau, et ne possède pas encore le plus haut degré de concentration. Pour l'avoir bien concentré, il faut le soumettre à une nouvelle distillation, et changer de récipient dès que le liquide est limpide; ce qui passe est de l'acide mono-hydraté.

L'acide valérianique pur (trihydraté) a l'aspect d'une huile essentielle, incolore, ou d'un jaune opalin; son odeur rappelle celle de l'huile essentielle de valériane; mais elle est plus désagréable, et se rapproche de celle du fromage pourri; sa saveur est très-acide et fort désagréable. Il nage sur l'eau, qui en dissout un 1/26. La solution a une forte réaction acide et une saveur légèrement sucrée. Cette saveur est surtout marquée lorsque l'acide valérianique est combiné avec une base, comme la soude. Il est complètement volatilisé par la chaleur. Chauffé sur une lame de platine, il s'allume facilement, et brûle avec une flamme fulgineuse. La composition de l'acide valérianique anhydre ou engagé dans les bases a été déterminée par Etting et Trommsdorff; elle est représentée par la formule: $C^{20}H^{30}O^3$. L'acide valérianique libre le plus concentré (mono-hydraté) a pour formule: $C^{20}H^{30}O^3 + HO$. L'acide obtenu par la distillation du valérianat de soude avec l'acide sulfurique étendu est représenté par $C^{20}H^{30}O^3 + 5HO$. Son poids atomique est 1301.

Parmi les sels (*valerianates*) que cet acide forme avec les bases, trois ont été introduits dans la médecine: les *valerianates de quinine, de fer et de zinc*.

Valerianate de quinine. Pour l'obtenir, on dissout 1 partie d'acide valérianique oléagineux dans 60 parties d'eau; on y ajoute 5 parties de quinine fraîchement précipitée; on porte le mélange jusqu'à l'ébullition; on filtre chaud, et on laisse refroidir le liquide filtré. Au bout de quelques jours il se forme des cristaux de valerianate de quinine, qu'on dessèche à une température qui ne doit pas dépasser 50° . Ce sel cristallise soit en tables rhomboédriques blanches d'un éclat nacré, soit en aiguilles groupées en étoiles; il a une saveur amère et une faible odeur de valériane. Il est inaltérable à l'air. Soumis à la chaleur, il fond en un liquide incolore, et perdant de l'eau il se ébran-

ge en un sel résinoïde amorphe : à une température plus élevée, il dégage des vapeurs blanches, s'enflamme et brûle sans laisser de résidu. 1 partie de sel cristallisé se dissout dans 110 parties d'eau froide et dans 30 p. 100 d'eau chaude; il est plus soluble dans l'alcool et dans l'éther; les solutions sont neutres.

Formule du valérianaate de quinine cristallisé : $2 Q + Va, 4 HO + 20 HO$. Les 20 HO sont de l'eau de cristallisation; et $2 Q + Va, 4 HO$, représente le sel résinoïde amorphe, qui ne perd plus d'eau sans se décomposer.

Valerianate de peroxyde de fer. Pour l'obtenir, on mêle 5 parties d'acide valérianique avec 60 p. d'eau, on sature le mélange par du carbonate de soude, et on fait bouillir le mélange jusqu'à ce que tout l'acide carbonique soit expulsé. Le liquide refroidi est ensuite versé dans une solution de perchlorure de fer (faite avec 3 p. de $Fe^2 Cl^3$, 6 HO et 100 p. d'eau), jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de trouble. Le précipité est lavé, et desséché à 20°. Le sel ainsi obtenu a l'aspect d'une poudre amorphe d'un rouge briqué, ayant une faible odeur et saveur d'acide valérianique. Chauffé lentement, il laisse dégager peu à peu tout son acide sans se fondre. Chauffé brusquement, il fond, et l'acide se décompose partiellement; car il ne répand pas l'odeur caractéristique de la valériane, mais celle de l'acide butyrique; le résidu est du peroxyde de fer. Il n'est pas mouillé par l'eau froide, comme la lycopode; l'eau bouillante lui enlève l'acide, et il ne reste que de l'oxyde de fer hydraté pur. Il n'est pas soluble dans l'acide chlorhydrique. La solution n'est pas bleuie par le cyanoferride de potassium. Composition :

Peroxyde de fer	27,00
Ac. valérianique	71,00
Eau	2,00
	<hr/>
	100,00

Formule : $5 Fe^2 O^3, 7 Va + 2 HO$.

Valérianaate de zinc. Ce sel s'obtient directement en faisant digérer un mélange de 1 partie d'acide valérianique, 1/2 p. de carbonate de zinc et de 180 p. d'eau. Le sel cristallise en paillettes micacées par l'évaporation de la liqueur filtrée. Il est inaltérable à l'air; il a une faible odeur d'acide valérianique et une saveur métallique. Chauffé sur une lame de platine, il brûle avec une flamme blanchâtre, et donne un résidu d'oxyde de zinc pur, qui est entraîné en partie par la combustion. Il se dissout dans 16 p. d'eau à la température ordinaire, et dans 60 p. d'alcool de 0,60. Sa solution a une réaction acide; elle se trouble par la chaleur et redevient limpide par le froid. Ce sel est donc plus soluble à froid qu'à chaud. L'éther ne dissout à froid que $\frac{1}{300}$ de sel et à chaud $\frac{1}{25}$.

Composition : Oxyde de zinc	29,30
Acide valérianique	70,00
	<hr/>
	99,30

Formule : $Zn O + Va$. Ce sel est donc anhydre.

VALÉRIQUE (Acide). Voyez VALÉRIANIQUE (Acide).

VALÉROL. Huile oxygénée, découverte par M. Gerhardt dans l'essence de valériane. Pour l'obtenir à l'état de pureté, il faut maintenir pendant quelque temps à 200° les derniers produits de distillation de l'essence de valériane, puis les refroidir dans de la glace. Le valérol est d'ordinaire liquide à la température ordinaire; mais une fois qu'il a été refroidi à quelques degrés au-dessous de zéro, il se conserve à l'état de prismes incolores et limpides jusqu'à 20 degrés au-dessus; une plus forte chaleur liquéfie les cristaux, et alors ils conservent cet état jusqu'à ce qu'on les refroidisse de nouveau. Il paraît que le valérol éprouve dans ces circonstances un changement de structure moléculaire qui n'affecte pas sa constitution chimique; car les cristaux, bien avant de se fondre, ternissent et deviennent opaques, sans pour cela changer de composition ni de propriétés.

Le valérol, à l'état pur, est neutre, et n'a point l'odeur de la valériane; son odeur est faible, et ressemble à celle du foin. Abandonné à l'air, il s'acidifie peu à peu, et prend alors cette odeur désagréable qui caractérise l'acide valérianique; en même temps il s'épaissit, et se résinifie en partie. Il est plus léger que l'eau, peu soluble dans ce liquide, fort soluble au contraire dans l'alcool, l'éther et les huiles essentielles.

Sa composition et ses propriétés chimiques le placent dans la même série que l'huile de pomme de terre et la valéraldéhyde; en effet, sous l'influence de la potasse il donne, comme ces deux substances, de l'acide valérianique.

L'acide sulfurique concentré dissout le valérol, et le colore en rouge de sang; l'eau ajoutée au mélange n'en sépare pas toute l'huile; une partie reste en dissolution, et combinée aux éléments de l'acide sulfurique. En saturant le liquide aqueux par du carbonate de plomb, on obtient, outre du sulfate de plomb, un sel de plomb soluble qui, par l'évaporation, prend l'aspect de la gomme. Ce *sulfo-valérolate de plomb* ayant la saveur à la fois douce et astringente des sels de ce métal, est précipité par l'acide sulfurique.

Le valérol est isomérique avec la métacétone de M. Frémy et avec l'oxyde de mésityle de M. Kane. Formule : $C^8 H^{10} O^2$.

La potasse liquide et bouillante n'attaque pas sensiblement le valérol; mais l'effet est très-prompt lorsqu'on soumet ce corps à l'action de la potasse en fusion; chaque goutte de valérol qui y tombe se concrète alors, en même temps qu'un dégagement d'hydrogène se manifeste. Le sel de potasse ainsi produit est un mélange de valérol et de carbonate de potasse; les acides minéraux en dégagent des vapeurs d'acide valérianique, aisé à reconnaître à leur odeur. (M. Gerhardt, *Revue scientifique*, année 1842.)

VALÉRONE. M. Lœwig a donné ce nom à un

corps oléagineux, incolore, fluide, provenant de la distillation sèche du valerianate de chaux. Formule : C_9H_9O .

VALONIA. Gland du *Quercus agylops*, qui s'importe du Levant pour les usages des tanneurs. Son extrait desséché n'a donné à la distillation séchée aucune trace d'acide pyrogallique (Stenhouse).

VALVULE. Synonyme de *Soupage*. Voyez SOUPAPE.

VANADIUM. Le nom de *vanadium* vient de *vanadis*, épithète de *Freia*, divinité germanique. Corps simple métallique. Le vanadium, obtenu par la réduction du chlorure de vanadium, au moyen de l'ammoniaque, est de couleur argentine, friable, et tout à fait semblable au molybdène. Il n'est ni ductile ni malléable; il est infusible au feu de nos fourneaux.

Le vanadium pulvérisé s'enflamme au-dessus de la chaleur rouge, et se change en oxyde noir. Les acides sulfurique, chlorhydrique et fluorhydrique ne l'attaquent ni à chaud ni à froid. L'acide azotique et l'eau régale l'attaquent aisément, et la liqueur qui en résulte est bleue. Le soufre et le phosphore ne se combinent pas directement avec le vanadium. Les alliages que le vanadium forme avec certains métaux sont cassants et sans usage.

Le vanadium existe dans le minerai de fer de Taberg (Suède); il passe dans la fonte, et on le retrouve principalement dans les scories d'affinage du fer de Taberg. On rencontre le vanadium combiné avec le plomb dans des minéraux provenant de l'ancienne mine de Vanlok-Head, près de South-Bridge (Angleterre). Cette combinaison de vanadium recouvre la surface d'une calamine, sous forme de petits mamelons d'un brun rougeâtre, ou sous forme de petits prismes à six pans groupés (Johnston). Le seul minéral dans lequel le vanadium existe comme partie essentielle, est le prétendu souschromate de plomb de Zimapan, au Mexique. C'est une masse cristalline, blanche ou brune, composée, d'après Wöhler, environ des trois quarts de son poids de vanadate de plomb sesquibasique et de chlorure de plomb bibasique, uni à des traces d'arséniate de plomb, d'hydrate de peroxyde de fer et d'alumine.

Voici, d'après Sefstroem, le meilleur procédé d'extraction : On chauffe fortement, pendant une heure, 1 partie de scories (provenant de l'affinage du fer de Taberg) avec 1 partie de nitre et 2 parties de carbonate de soude. On broie la matière refroidie, on la lave à l'eau bouillante, et l'on jette le résidu. La liqueur renferme l'acide vanadique, mêlé d'acide phosphorique, de silice, d'alumine et de zircon. On sature cette liqueur par de l'acide azotique; on y ajoute ensuite du chlorure de baryum (ou de l'acétate de plomb), qui précipite les acides vanadique et phosphorique à l'état de vanadate mêlé de phosphate. On fait digérer ce vanadate impur avec de l'acide sulfurique concentré, et au bout de quelque

temps on y ajoute de l'alcool, et on laisse encore digérer. L'acide vanadique se change, par ce moyen, en oxyde qui reste dissous. On filtre la liqueur bleue, on l'évapore; et lorsqu'elle est suffisamment concentrée on y ajoute un peu d'acide fluorhydrique, pour séparer la silice qu'elle contient; puis on conduit l'évaporation jusqu'à siccité, et l'on chauffe jusqu'au rouge. Il reste de l'acide vanadique, qui contient de la zircon et de l'alumine. Pour le purifier, on le fait fondre et on y ajoute du nitre par petites portions, jusqu'à ce que la matière fondue ne soit plus rouge. En traitant par l'eau, il se dissout du vanadate de potasse mêlé de phosphate. Pour avoir l'acide vanadique pur, on met dans la dissolution de vanadate de potasse des morceaux de sel ammoniac assez gros pour qu'ils ne se dissolvent pas en totalité; on recueille le vanadate d'ammoniac qui se précipite. On le lave d'abord avec une dissolution de sel ammoniac, puis avec de l'alcool à 0,55, et enfin on le chauffe doucement dans un creuset ouvert. Pour que l'acide vanadique soit pur, il est essentiel que la dissolution de vanadate de potasse ne soit pas alcaline, sans quoi il se précipiterait du sous-phosphate d'ammoniac avec le vanadate. On peut ensuite extraire le vanadium, 1° de l'acide vanadique, au moyen du potassium; on fait la réduction dans un petit creuset de porcelaine, et on lave le résidu avec de l'eau; 2° par le chlorure de vanadium, dans lequel on fait passer du gaz ammoniac sec; on peut se servir pour cela d'une boule de verre soufflée au milieu d'un tube. Lorsque le chlorure est saturé d'ammoniac, on chauffe la boule à la lampe à alcool; le chlorure d'ammonium se volatilise, et on a le vanadium pour résidu.

Le vanadium a été découvert, en 1801, par del Rio, dans un minerai de plomb de Zimapan (Mexique). Il reçut alors le nom d'*érythronium*. Del Rio se laissa persuader par Collet-Descotils, qui avait fait l'analyse du minéral, que ce prétendu érythronium n'était que du chrome. Enfin, en 1850, Sefstroem découvrit ce même métal dans un minerai de fer de Taberg (Suède), et lui donna le nom qu'il porte aujourd'hui.

Formule du vanadium : $V = 836,692$.

On connaît trois degrés d'oxydation du vanadium; 1° le *protoxyde* (sous-oxyde). Il est d'un gris foncé, semblable à la plumbagine. Il conduit bien l'électricité. Par le grillage il se transforme en oxyde noir. Il ne se combine ni avec les acides ni avec les bases. L'acide azotique le dissout, en le changeant en acide vanadique.

La quantité de vanadium combiné avec 100 d'oxygène est

836,92	(V).
100	(O).
<hr/>	
936,92	= (VO).

On obtient cet oxyde en réduisant l'acide vanadique par l'hydrogène, ou en chauffant l'acide vanadique dans un creuset brasqué.

2° Le bioxyde (oxyde) de vanadium est d'un brun foncé, pulvérulent et infusible comme le précédent. Il se dissout dans les acides, excepté dans l'acide carbonique. Les combinaisons qui en résultent sont colorées en brun foncé, et se colorent en beau bleu par l'addition de l'acide azotique. Il se dissout aussi dans les bicarbonates alcalins, qui se colorent alors également en bleu (bicarbonates doubles). Formule : VO^2 .

On obtient l'oxyde sec en chauffant au rouge blanc dans une atmosphère d'acide carbonique un mélange de 9 1/2 parties de protoxyde et de 11 1/2 parties d'acide vanadique. On prépare l'oxyde d'hydrate en précipitant un sel de vanadium par un sous-carbonate alcalin ; l'eau en est séparée par la chaleur.

3° Acide vanadique. Il se présente sous la forme d'une poudre rougeâtre, semblable à la rouille de fer. Il est sensiblement soluble dans l'eau, qui se colore en jaune clair. Il rougit la teinture de tournesol. Il fond à la chaleur rouge, ne perd pas son oxygène à la température blanche, et se prend, par le refroidissement, en une masse cristalline d'un rouge jaunâtre. Tous les corps désoxygénants (acides sulfureux, azoteux, phosphoreux, etc.), et même ceux qui ne paraissent pas avoir d'affinité pour l'oxygène, comme les acides oxalique, tartrique, ramènent (par voie humide) l'acide vanadique à l'état d'oxyde. L'hydrogène le réduit complètement à la température blanche. Formule : VO^3 .

On l'obtient en chauffant au rouge du vanadate d'ammoniaque dans un creuset de platine. La matière devient d'abord noire, et jaunit à mesure qu'elle se refroidit.

Oxydes intermédiaires. L'oxyde de vanadium et l'acide vanadique peuvent se combiner entre eux au moins en quatre proportions différentes. Ces combinaisons intermédiaires, du reste sans importance, peuvent, à différentes températures, affecter des colorations très-variées. Depuis le vert, le jaune, le pourpre, jusqu'au noir.

Sels de vanadium. Les sels de vanadium sont de quatre espèces : 1° les sels à base d'oxyde de vanadium ; 2° les sels dans lesquels l'acide vanadique fait fonction de base ; 3° les vanadites, dans lesquels le bioxyde de vanadium fait fonction d'acide, 4° les vanadates, dans lesquels l'acide vanadique joue le rôle d'acide.

A. Sels d'oxyde de vanadium. La plupart sont solubles, et leurs dissolutions sont d'un très-beau bleu d'azur. Leur saveur est astringente et douceâtre.

1° La potasse ou la soude les précipite en blanc grisâtre ; le précipité passe bientôt au brun, et se dissout dans un excès d'alcali.

2° L'ammoniaque y produit un précipité brun, insoluble dans un excès de cet alcali, mais soluble dans l'eau.

3° Le cyanoferrure de potassium donne un précipité d'un jaune citron, qui verdit à l'air.

1° Les sulfures solubles donnent un précipité noir soluble dans un excès de précipitant ; la dissolution se colore en pourpre. L'hydrogène sulfuré ne les trouble pas.

3° La noix de galle donne un précipité bleu très-foncé.

B. Sels dans lesquels l'acide vanadique joue le rôle de base.

Ils sont rouges ou jaunes. La plupart sont solubles. Leurs dissolutions se colorent en vert au contact prolongé de l'air, et jouissent de la singulière propriété de se décolorer quand on les chauffe.

Presque tous les corps désoxydants les ramènent au bleu.

Le cyanoferrure de potassium y forme un précipité vert, qui passe au jaune par l'addition d'un corps désoxygénant.

C. Sels dans lesquels l'oxyde de vanadium joue le rôle d'acide. (Vanadites.)

Ils sont en général bruns, et se suroxydent rapidement à l'air en se transformant en vanadates.

1° Les acides les colorent en bleu ;

2° L'hydrogène sulfuré les change en sulfures doubles. Il n'y a guère de solubles que les vanadites alcalines.

D. Vanadates. — Les vanadates neutres, dans lesquels la base contient le tiers de l'oxygène de l'acide.

1° Ils sont ordinairement jaunes ; ceux dont la base est forte se décolorent souvent spontanément et en peu de temps, surtout si on les chauffe à 100° ; mais en prolongeant l'évaporation ils reprennent leur couleur. Ce singulier phénomène n'a pas été encore expliqué d'une manière satisfaisante.

2° La noix de galle les colore en bleu très-foncé.

Bivanadates. Ils sont colorés en jaune orange. On ne connaît guère que le bivanadate d'ammoniaque, qui cristallise en grains transparents d'un beau rouge orange foncé.

Du reste, ils se comportent avec les réactifs à peu près comme les vanadates neutres.

VANILLE. L'alcool et l'éther extraient de la vanille un principe blanc, cristallisable en lamelles flexibles, qui fondent par la chaleur en donnant des vapeurs non irritantes. (Bley).

VAPEUR. On appelle ainsi l'état aéroforme que l'eau ou tout autre corps liquide ou solide est susceptible de prendre par l'application de la chaleur. Cet état se manifeste surtout lorsqu'un liquide est à son point d'ébullition. La vapeur partage l'élasticité et la plupart des propriétés des corps gazeux ; aussi pour quelques physiciens le nom de vapeur est-il synonyme de gaz. Ainsi, M. Berzelius appelle la vapeur d'eau et celle de l'acide sulfurique gaz aqueux, gaz d'acide sulfurique, etc. Toute vapeur se condense, c'est-à-dire qu'elle revient à son état primitif, dès qu'elle se trouve exposée à une température inférieure à celle où elle avait pris naissance. Tout le procédé distillatoire repose sur ce fait. La vapeur, chauffée

fée au delà du degré où elle s'est formée, se dilate assez régulièrement pour chaque degré du thermomètre, et développe ainsi une force élastique qui a reçu les applications les plus importantes dans les arts et l'industrie (*Voyez MACHINES A VAPEUR*). Dans les machines à vapeur, la force élastique de la vapeur d'eau est exprimée en atmosphères (de 76 centimètres de mercure). Le tableau suivant montre que cette force augmente assez régulièrement, en raison de la température :

FORCES élastiques exprimées en atmosphères,	TEMPÉRATURES correspondantes, données par le thermomètre centigrade.	PRESSIONS sur un centimètre carré en kilogrammes.
1	100	1,033
1 1/2	112,2	1,519
2	121,4	2,066
2 1/2	128,8	2,582
3	135,1	3,099
3 1/2	140,6	3,615
4	145,1	4,132
4 1/2	149,06	4,648
5	153,08	5,165
5 1/2	156,8	5,681
6	160,2	6,198
6 1/2	163,18	6,714
7	166,5	7,231
7 1/2	169,37	7,747
8	172,1	8,261
9	177,1	9,297
10	181,6	10,336
11	186,03	11,363
12	190,0	12,396
13	193,7	13,429
14	197,19	14,462
15	200,48	15,495
16	203,60	16,528
17	206,57	17,561
18	209,4	18,594
19	212,1	19,627
20	214,7	20,660
21	217,2	21,693
22	219,6	22,726
23	221,9	23,759
24	224,2	24,792
25	226,3	25,825
30	236,2	30,910
35	244,85	36,155
40	252,55	41,320
45	259,52	46,485
50	265,89	51,650

De toutes les formules qui représentent l'élasticité de la vapeur d'eau, on regarde celle de Egen comme s'accordant de la manière la plus satisfaisante avec les meilleures observations. Elle détermine la température de la vapeur d'eau en proportion des élasticités exprimées en atmosphères, et fait entrer dans le calcul quatre constantes. La formule qui répond le mieux aux observations faites jusqu'à ce jour, est celle d'Auguste. En désignant par e l'élasticité de la vapeur d'eau en atmosphères,

et t sa température en degrés de Réaumur par t , on a

$$e = \left\{ \frac{8019 (226,7 + t)}{1,000,000,000} \right\} \frac{80 - t}{80 + \frac{t}{5}}$$

Le point d'ébullition, c'est-à-dire la formation de vapeurs dont l'élasticité est un peu supérieure à la pression atmosphérique, varie suivant la nature des liquides, ainsi que l'indique le tableau ci joint :

	Degrés du thermom.
Éther sulfurique,	57,8
Soufre carburé,	47,0
Alcool,	79,7
Huile de térébenthine,	137,0
Phosphore,	290,0
Soufre,	299,0
Acide sulfurique,	520,0
Huile de lin,	516,0
Mercure,	530,0
Acide sulfurique anhydre,	23,0
Acide azotique,	Densité 1,310 36,0
id.	id. 1,400 113,0
id.	id. 1,130 101,0
Acide acétique	id. 1,065 120,0
Acétal,	id. 0,842 73,0
Acétone,	id. 0,792 36,0
Esprit de bois,	l.l. 0,798 66,3
Éther chlorhydrique,	id. 0,874 11,0
id. hyponitrique,	id. 0,886 21,0
id. formique,	id. 0,913 36,0
id. bihydrosulfurique	id. 0,842 62,0
id. iodhydrique,	id. 1,926 43,8
id. acétique,	id. 0,366 71,0
id. cyanhydrique,	id. 0,700 82,0
id. oxychlorocarbonique,	id. 1,155 94,0
id. oxalique,	id. 1,095 184,0
id. benzoïque,	id. 1,034 209,0

Il y a quelques années qu'on observa pour la première fois des phénomènes d'électricité très-remarquables, produits par la vapeur dans les chaudières des machines locomotives. M. Armstrong fit à ce sujet une série d'expériences, et il parvint à conclure que l'électricité manifestée par une chaudière isolée, pendant l'émission de la vapeur, ne pouvait être attribuée à la vaporisation simultanée de l'eau, et que la source de l'électricité produite ne pouvait être située qu'à l'orifice de décharge, ou dans le canal conducteur de la vapeur.

VAPORISATION. Formation de vapeurs à la température de l'ébullition. Le nom d'évaporation s'applique plus particulièrement à la formation des vapeurs à une température inférieure à celle de l'ébullition.

VARIOLARINE. Principe blanc, cristallin, trouvé par M. Robiquet dans le *Variolaria dealbata*. Ce lichen, traité par l'alcool bouillant, donne un solutum qui contient de l'orcine toute formée : par le refroidissement, il se dépose des aiguilles blanches différentes de l'orcine. C'est la variolarine. Elle est sans action sur les couleurs végétales, et se dissout dans les alcalis sans former de matière rouge au contact de l'air. Soumise à la chaleur, elle

fond et se volatilise sans laisser de résidu ; en même temps elle donne naissance à une huile incolore, d'une odeur pénétrante et agréable, et à une substance cristalline qui paraît être de la variolarine non altérée.

VÉGÉTO-SULFURIQUE (Acide). Synonymes : *Acide sulfolignique*. Liquide incolore, incristallisable et d'une saveur très-acide. Il se décompose à 100° en noircissant, et en déposant une matière charbonneuse. Il ne précipite ni les sels de plomb ni les sels de baryte. Il forme des sels très-solubles. L'acide végétosulfurique a été découvert par M. Braconnot. Pour l'obtenir, on broie de la sciure de bois avec un peu d'acide sulfurique, puis on y ajoute de l'eau, de manière à produire une bouillie homogène; on sature par du carbonate de baryte, on filtre le liquide, et on enlève la baryte par l'acide sulfurique. La liqueur est de nouveau filtrée, puis évaporée et traitée par l'alcool qui sépare la dextroline formée, et dissout le sucre ainsi que l'acide libre; après l'évaporation, on traite le résidu par l'éther, qui dissout l'acide et laisse le sucre.

Formule probable : $C^3 H^4 SO^6$ (Blondeau de Carrolles).

VENT. On donne ce nom à un courant d'air assez violent pour mettre en mouvement des corps plus ou moins pesants. La force des vents aurait dû prouver aux anciens la matérialité de l'air.

Frappé de l'insuffisance des diverses théories qui ont été données jusqu'ici sur les vents, M. Lartigues a cherché à son tour l'explication générale de ces phénomènes par la multitude des observations qu'il avait recueillies dans le cours de ses voyages; il a surtout examiné avec soin si les variations que ces vents éprouvent étaient assujetties à quelque loi.

La théorie de M. Lartigues repose sur un principe de physique admis par tous les savants; principe qui, suivant lui, explique les courants d'air qui se dirigent des pôles vers l'équateur, et auxquels il a donné, comme tous les autres qui ont écrit sur ce sujet, le nom de *vents polaires*.

Il ne faudrait pas conclure de cette dénomination que tous ces courants d'air eussent réellement leur origine aux pôles mêmes, car leur point de départ est quelquefois près des tropiques. Par exemple, il arrive fréquemment que les vents d'ouest soufflent dans le golfe de Gascogne, tandis que sur les côtes du Portugal ce sont les vents du nord qui parviennent jusque dans la zone torride.

Les vents polaires inclinent vers l'ouest à mesure qu'ils approchent de la zone torride, où ils prennent la direction du nord-est à l'est, ou du sud-est à l'est, suivant l'hémisphère dans lequel ils régissent; ils forment ainsi ce qu'on appelle les *vents alizés*.

Les vents polaires se forment en même temps dans plusieurs régions; mais ils n'occupent qu'un certain espace, et il existe, dans l'inter-

valle qui les sépare, d'autres courants d'air qui, des tropiques, se dirigent vers les pôles. Ces courants d'air, que M. Lartigues nomme *vents tropiques*, suivent des directions telles, qu'en se combinant avec les vents polaires et alizés ils forment des vents circulaires qui embrasent une étendue plus ou moins considérable.

Les vents alizés des deux hémisphères se réunissent qu'à une grande distance des continents, et, dans les espaces qui les séparent, il régné d'autres vents que M. Lartigues nomme *vents variables de la zone torride*.

Les vents polaires, les vents alizés, les vents tropiques et les vents variables de la zone torride, sont, suivant M. Lartigues, les seuls vents réguliers qui existent sur la surface du globe. M. Lartigues désigne par le nom de *vents naturels et primitifs* les vents polaires et alizés; et, par opposition, il donne le nom de *vents secondaires* aux vents tropicaux et aux vents variables de la zone torride.

A l'explication de la formation des vents primitifs, M. Lartigues rattache l'indication de leurs limites, de leurs intensités, de leurs directions, en tenant compte des différences dans les saisons, de la latitude à laquelle ils prennent naissance, ainsi que des différences des localités à latitude égale.

Les explications dans lesquelles M. Lartigues entre à ce sujet, donnent la clef des contradictions que l'on remarque dans les divers ouvrages qui ont paru jusqu'ici sur les vents; elles font comprendre aussi une grande partie des variations diverses qu'éprouvent les vents, et qui semblent mettre en défaut toute théorie générale.

Les vents polaires et tropicaux se déplacent de l'est à l'ouest; les vents alizés des deux hémisphères se déplacent du nord au sud, et réciproquement.

La limite occidentale des vents variables de la zone torride s'étend le long des continents à mesure que s'élargit l'espace qui sépare les vents alizés des deux hémisphères; en sens contraire, par conséquent, cette limite se rapproche des continents à mesure que diminue la largeur de la bande qui sépare les vents alizés.

M. Lartigues déduit de ces déplacements plusieurs autres conséquences qui complètent l'ensemble de toutes les variations que peuvent subir les vents réguliers dans les parties de mer comprises entre les parallèles de 60° nord et 60° sud.

Suivant M. Lartigues, le mouvement de rotation de la terre autour de son axe est la cause première de la direction de l'est à l'ouest que prennent les vents polaires en approchant de l'équateur. L'influence de ce mouvement peut être très-faible; mais aussitôt qu'il ya une très-légère déviation vers l'ouest, cette déviation doit augmenter peu à peu, et finir par constituer la direction de l'est à l'ouest. Dans les mers où ne se joignent pas les vents alizés des deux hémisphères, la configuration des terres et le mouvement diurne du soleil, joints à

Influence du mouvement de rotation de la terre, soit les causes qui déterminent les courants polaires à prendre la déviation de l'est à l'ouest, même par des latitudes assez élevées.

M. Lartignes croit pouvoir déduire le peu d'influence du mouvement diurne de ce que cette influence ne se fait pas sentir dans les lieux où elle devrait être la plus grande possible, c'est-à-dire près de l'équateur.

Il faut remarquer qu'en effet les vents d'ouest sont plus fréquents depuis la côte occidentale d'Afrique jusqu'à une distance de 60 à 80 lieues de côtes de la Guyane, et depuis la côte occidentale de l'Amérique jusqu'à 15.° de longitude ouest, et enfin depuis les côtes orientales d'Afrique jusqu'aux Moluques, et même au delà.

M. Lartignes a conclu d'un certain nombre de faits une grande analogie entre les courants d'air et les courants d'eau. Il signale l'existence des contre-courants d'air; et comme les vents tropicaux et les vents variables de la zone torride tirent leur origine des vents alizés des deux hémisphères, comme ils suivent à peu près les mêmes lois que les contre-courants d'eau, il suppose que les vents tropicaux sont précisément les contre-courants des vents polaires, et que l'air des pôles qui se porte vers l'équateur est remplacé par celui que ces contre-courants transportent des tropiques vers les pôles. L'auteur suppose, d'après le même motif, que les vents variables de la zone torride ne sont que les contre-courants des vents alizés. Les derniers contre-courants sont d'autant plus considérables que ceux qui forment les vents tropicaux le sont moins, et réciproquement.

Parmi les causes qui président aux variations des vents, M. Lartignes a étudié d'une manière particulière l'action solaire. Il lui a paru que le mouvement annuel de la terre, et la configuration générale de la partie solide de la surface du globe, se traduisaient dans le déplacement régulier des vents polaires et tropicaux.

Quant aux perturbations fréquentes occasionnées dans l'atmosphère par les mouvements irréguliers des courants polaires, M. Lartignes n'a pas tenté d'aborder ce détail de faits particuliers; et il se borne à faire remarquer, à cet égard, que les courants polaires se déplacent plus souvent en pleine mer que dans certaines localités, et notamment sur les côtes dont la direction est à peu près nord et sud.

VENTILATEUR. Appareil destiné à renouveler l'air dans les endroits où il se corrompt facilement; comme dans les navires, les hôpitaux, les salles de spectacle, les prisons, etc. La construction du ventilateur repose sur ce que l'air, soumis en même temps à des températures différentes, constitue des courants ascendants et des courants descendants; les premiers enlèvent l'air vicié, et les derniers conduisent de l'air pur. On a construit des ventilateurs

de divers genres, qui tous remplissent plus ou moins bien le but qu'on s'est proposé.

VERATRINE. Alcaloïde découvert par Me. Suer en 1818, et particulièrement étudié par Pelletier et Caventou. Il existe dans plusieurs espèces de *Veratrum*. Henry indique le procédé suivant pour l'obtenir: Les graines de cévadille (*Veratrum officinale*), pulvérisées, sont épuisées par de l'alcool de 0,863, agité d'acide sulfurique. Le digestum alcoolique est ensuite traité par un excès de chaux caustique; on le filtre et on l'évapore. Enfin, le résidu est dissous par l'eau additionnée d'un peu d'acide sulfurique, et on précipite le solum par un excès d'ammoniaque; il se dépose une matière cristalline blanche, qui est la vératrine. Elle est sans odeur; sa saveur est âcre. Une petite quantité de vératrine introduite dans les fosses nasales excite de violents éternuements. Elle est très-vénuéuse; 1,16 de gramme tue un petit chat dans 10 minutes. La vératrine est insoluble dans l'eau et les liqueurs alcalines; elle est peu soluble dans l'éther, et très-soluble dans l'alcool. Elle prend une teinte d'abord écarlate, puis jaune, par l'action de l'acide nitrique. L'acide sulfurique la colore successivement en jaune, en rouge de sang et en violet. Formule: $C^{34} H^{22} NO^6$. (Cœurbe).

VERATRIQUE (Acide). Produit blanc cristallin (prismes tétragones, raccourcis), soluble dans l'alcool, insoluble dans l'éther et peu soluble dans l'eau. Chauffé à 100°, il perd de l'eau; à une température plus élevée il fond en un liquide incolore, et se sublime sans résidu. On l'obtient en épuisant la graine de cévadille par l'alcool aigri d'acide sulfurique, et en traitant l'extrait alcoolique par l'eau de chaux. Le liquide filtré contient le valerianate de chaux, qu'on décompose par l'acide sulfurique.

L'acide vératrique a été découvert par M. Merck. Formule de l'hydrate desséché à 10.°: $C^{18} H^9 O^7 + HO$

Les *veratrates* sont des sels en général très-solubles et cristallisables. L'acide vératrique produit, en se combinant avec l'alcool, l'éther vératrique, ayant l'aspect d'une huile épaisse qui se prend peu à peu en une masse cristalline.

VERNIS. On donne ce nom à des matières qui, étant appliquées en couches minces, se dessèchent à l'air, et préservent ainsi les objets qu'elles recouvrent de l'action destructive des agents physiques. Les vernis se préparent en général avec des huiles siccatives ou avec des solutions de résine. Les *verniss à l'esprit* sont les plus brillants et les plus cassants. Ce sont des dissolutions alcooliques de résines, telles que la sandaraque, la laque en écailles, le mastic, l'élémi et le copal. Les ébénistes se servent d'ordinaire d'une solution alcoolique de laque en écailles, qu'ils froitent sur les boiseries avec un morceau de drap imprégné d'huile. Par la dessiccation, l'alcool s'évapore et

la résine forme une couche imperméable à l'air et à l'eau. Les résines nommées constituent les *verniss à l'essence* ou les *verniss gras*, suivant qu'elles ont été dissoutes dans l'essence de térébenthine, ou dans l'huile de lin, d'ailette ou de noix. Les vernis sont colorés par le curcuma, la gomme-gutte, le sang-dragon, la cochenille, le bois de sandal, l'indigo, le cinabre, l'arséniat de cuivre, etc.

VERRES. Le verre ordinaire est un silicate de soude ou de potasse, auquel se trouvent mêlés, accidentellement ou à dessein, des silicates de chaux, de magnésie, d'alumine, de fer, de manganèse et de plomb.

On prépare le verre en faisant fondre le carbonate de potasse ou de soude avec un excès de sable blanc (acide silicique). Les verres ne peuvent pas être considérés comme des silicates à proportions rigoureusement définies, car l'oxygène de l'acide est à celui de la base, tantôt comme 4 : 1, tantôt comme 6 : 1 ; d'un autre côté, les proportions des matières étrangères qui entrent dans les verres sont très-variables :

Voici la composition des verres blancs les plus estimés.

Verres de Nemours, de Bohême, de Venise.			
Silice,	72,0	71,7	68,6
Chaux,	6,4	10,5	11,0
Potasse,	0,0	12,7	6,9
Soude,	17,0	2,5	8,1
Magnésie,	2,6	0,0	2,1
Alumine,	0,0	0,4	1,2
Oxyde de Fe,	1,1	0,5	0,2
— de manganèse,	0,0	0,0	0,0
— de plomb,	0,0	0,0	0,0

Verre de vitres. On fabrique ce verre en faisant fondre ensemble un mélange de 100 parties de quartz en poudre, 53 à 40 p. de craie, 50 à 55 p. de carbonate de soude, et 180,0 p. de fragments de verre.

La potasse donne un verre plus blanc et plus dur que la soude. La soude donne un verre d'apparence verdâtre ou bleuâtre. L'oxyde de plomb, en proportion convenable, communique au verre une grande beauté : il entre, avec la potasse, dans la composition du verre de cristal.

Le *strass* est un verre de plomb, semblable au flintglass, avec la différence qu'il est coloré par certains oxydes métalliques. Ainsi, par exemple, il est coloré en *bleu* par l'*oxyde de cobalt*, en *vert* par l'*oxyde de cuivre*, en *violet* par l'*oxyde de manganèse*, en *rouge-rubis* par le *pourpre de Cassius* (oxyde d'or). La coloration des verres par les oxydes métalliques est devenue une véritable branche d'industrie; elle constitue la fabrication des pierres précieuses artificielles. L'*email colore* n'est autre chose qu'un verre de plomb cristallin, rendu opaque par l'oxyde d'étain, et diversement coloré par certains oxydes métalliques.

Le *verre laitier* (Milkglass) est le produit de la fusion d'une masse vitreuse avec des

cendres d'os (phosphate de chaux). Dans la fabrication du verre on se sert souvent, à la place du carbonate de potasse ou de soude, du sulfate de ces bases. Alors l'acide silicique déplace l'acide sulfurique à une température élevée. Ce déplacement est hâté par une addition de poussière de charbon : il se dégage de l'acide sulfureux, mêlé d'acide carbonique. C'est ainsi qu'un mélange fait avec 1 partie de quartz, 4 1/2 p. de sel de Glauber (sulfate de soude), 1/3 p. de chaux, et 1,22 de charbon, peut servir à la fabrication du verre ordinaire.

Il est très-difficile d'obtenir du verre parfaitement incolore. La présence d'une certaine quantité de peroxyde de fer isomorphe avec la chaux, la magnésie, etc., donne presque toujours au verre une légère nuance de coloration. Pour obvier à cet inconvénient, on ajoute à la masse vitreuse du peroxyde de manganèse. Par ce moyen, le peroxyde de fer est changé en peroxyde, qui ne produit presque aucune coloration, tandis que le peroxyde de manganèse est réduit à l'état de peroxyde (oxydule), qui donne également des verres incolores. L'addition du nitre remplit le même but. Un verre est de bonne qualité, et propre aux opérations chimiques, lorsque les acides bouillants ne l'attaquent point, et qu'il n'est pas sujet à se fêler par un changement brusque de température. Cette dernière propriété, très-précieuse du reste, le verre l'acquiert lorsque, après l'avoir travaillé, on a soin de le refroidir lentement et avec précaution.

Verre hydrique. (*Wasserglass.*) Ce verre ressemble tout à fait au verre ordinaire; mais il a la propriété de se dissoudre dans l'eau bouillante. On l'obtient en faisant fondre ensemble, pendant six heures, 10 p. de carbonate de potasse, 15 p. de quartz pulvérisé, et 1 p. de poussière de charbon. On ajoute le charbon afin de décomposer l'acide carbonique de l'alcali avec lequel l'acide silicique doit s'unir.

Le produit est une masse vitreuse attirant l'humidité de l'air, mais non déliquescante. Cette masse se dissout dans l'eau, et la dissolution peut être évaporée jusqu'à consistance sirupeuse. Séchée à une douce chaleur, cette masse est vitreuse, transparente, moins dure que le verre, et inaltérable à l'air. M. Fuchs a proposé l'emploi du *wasserglass* pour garantir les étoffes et le bois contre l'action de la flamme, dans les cas d'incendie. A cet effet, on les recouvre d'une dissolution de *wasserglass*, à laquelle on ajoute de la craie, du verre pilé, et d'autres corps qui résistent à la flamme. Ce badigeonnage ressemble à un badigeonnage à l'huile. En ajoutant à la dissolution du *wasserglass* de la litharge, on obtient une masse éminemment propre à badigeonner des tapisseries, des décorations de théâtre, etc.; ces tapisseries se laissent dérouler sans que la couche vitreuse se brise. Le bois qu'on a recouvert d'une couche de *wasserglass* se charbonne au feu sans se consumer.

La *peinture sur verre* consiste dans l'emploi de couleurs faites avec des verres colorés très-fusibles, réduits en poudre fine, et tenus en suspension dans de l'eau. On chauffe ensuite avec précaution les vitres ordinaires ainsi peintes, de manière que les verres colorés entrent seuls en fusion.

VERT. Une des sept couleurs primitives du spectre solaire. C'est la quatrième, en commençant à compter par la moins réfrangible, c'est-à-dire la couleur rouge.

VERT DE BRUNSWICK. Voyez **CUIVRE, Protoclature.**

VERT DE MONTAGNE. Carbonate de cuivre naturel, combiné avec une certaine quantité d'hydrate de peroxyde de fer.

VERT DE RIMMANN. Voyez **COBALT, Protolyde.**

VERT DE SCHEELE. Voyez **CUIVRE, Arsénite.**

VERTICAL. Épithète que l'on donne à ce qui est perpendiculaire à l'horizon. Ainsi, une ligne perpendiculaire à l'horizon est une *ligne verticale*.

VÉSICULAIRE (État) Synonyme : *État sphéroïdal*. Ce nom a été donné, dans ces derniers temps, à la forme globuleuse ou vésiculaire que prennent les liquides, et sur tout l'eau, à des températures élevées. M. Boutigny, à la suite d'une série d'expériences très-curieuses (*Annales de Physique et de Chimie*, année 1841), sur ce qu'il appelle la calcéfaction de l'eau, a cru devoir adopter la conclusion également émise par M. Baudrimont, à savoir que la température nécessaire pour faire passer les corps à l'état sphéroïdal doit être d'autant plus élevée que leur point d'ébullition l'est davantage.

M. Boutigny a déterminé ensuite la rapidité de l'évaporation sous l'influence de la calcéfaction. Il a reconnu que l'eau calcéfiée à + 200 degrés s'évaporerait cinquante fois plus lentement que l'eau chauffée à + 100 degrés. L'eau calcéfiée au rouge vif s'évapore plus promptement que celle qui est calcéfiée à + 200 degrés, à peu près dans la proportion de 7 à 1.

M. Boutigny fixe à + 96°,3 la température à laquelle s'élève l'eau qui passe à l'état sphéroïdal. Cette température se trouve ainsi inférieure au point d'ébullition. Il en est de même de l'alcool absolu, de l'éther chlorhydrique et de l'acide sulfureux anhydre ; en sorte que les corps qui sont à l'état sphéroïdal resteraient constamment à une température inférieure à celle de leur ébullition, quelle que soit la température du vase qui les contient.

M. Boutigny a remarqué dans la calcéfaction de l'éther un phénomène qui n'est pas constant, et qui consiste dans la production d'une lumière très-éclatante.

En projetant, dans une capsule de platine chauffée au rouge blanc, de l'acide sulfureux liquide qui se trouvait en ébullition, M. Boutigny a vu l'ébullition de cet acide cesser aussitôt. L'évaporation se fait alors avec lenteur ;

et si l'atmosphère est humide, l'eau se condense dans l'acide sulfureux et se congèle. En projetant quelques gouttes d'eau sur l'acide sulfureux ainsi calcéfié, elles se convertissent instantanément en glace. On peut même congeler l'eau en l'introduisant, à la dose d'un gramme, dans une ampoule de verre à minces parois.

Les vases dans lesquels l'eau se calcéfié, en se tenant à une température constante de + 96°,3, peuvent prendre, à leur intérieur, une température bien supérieure, de 200, 300 degrés et plus.

La présence de corps solubles, tels que le sel marin, élève la température de calcéfaction de l'eau, et la porte à + 104°.

Les molécules de corps étrangers sont retenues par l'eau à l'état sphéroïdal et entraînées avec elle dans ses mouvements.

M. Boutigny a étendu la calcéfaction à un très-grand nombre de corps, tels que l'iode, le bichlorure de mercure, le chlorure de sodium, d'ammonium, le carbonate d'ammoniaque, le chlorure de carbone, etc. Le nitrate d'ammoniaque se calcéfié et se décompose ainsi sans répandre aucune vapeur nitreuse. L'acide nitrique peut être calcéfié dans des capsules de cuivre et d'argent sans les attaquer ; l'ammoniaque caustique, à l'état sphéroïdal, est aussi sans action sur le cuivre. Il en est de même de l'acide sulfurique affaibli, à l'égard des vases de fer et de zinc ; mais, dès que le refroidissement a lieu, la réaction chimique se produit avec énergie.

Lorsqu'on porte un corps cylindrique de verre ou de métal chauffé au rouge à la surface d'une mince couche de liquide, celui-ci s'écarte autour : il se fait un anneau de liquide calcéfié.

VESOC. On donne ce nom au suc de la canne à sucre.

M. Casaseca a soumis à l'analyse le vesou de la canne créole, qu'il considère comme un terme moyen entre les cannes d'Otaïti blanche, cristalline et rubanée. Le vesou provenant de cannes cultivées à la Havane renfermait :

Matières solides,	21,2
Eau,	78,8

	100,0

Le vesou examiné par M. Péligot provenait de la canne d'Otaïti, cultivée à la Martinique, et contenait :

Matières solides,	21,3
Eau,	78,7

100 gram. du vesou de la canne créole ont fourni à M. Casaseca un résidu salin de 0,14 gr.

200 grammes du même vesou, traités par le sous-acétate de plomb, ont produit un précipité qui, amené à un état complet de dessiccation, puis calciné, a perdu 0,24 ; ce qui fait 1,2 par 1000 parties de vesou, en supposant que cette perte représente exactement tous les produits organiques étrangers au sucre et aux matériaux salins contenus dans le vesou.

M. Casaseca, à la suite de cette analyse, dispose ainsi les matières qui composent le vesou :

Sucre,	209,4
Eau,	783,0
Sels minéraux,	1,4
Autres produits organiques,	1,2
	1000,0

Ce résultat est très-voisin de celui qui a été obtenu par M. Péligot :

Sucre,	209,0
Eau,	787,0
Sels minéraux,	1,7
Autres produits organiques,	2,5
	1000,0

M. Casaseca, rapprochant le résultat qu'il a obtenu de celui qui appartient à M. Péligot, ainsi que de différentes données pratiques, fait observer que c'est surtout par la quantité d'eau que les vesous devront différer entre eux, et que cette quantité d'eau sera subordonnée à la sécheresse ou à l'humidité, et à la nature des terrains. Les différentes espèces de cannes exerceraient leur influence sur la quantité et non sur la qualité du vesou.

M. Casaseca déduit de ses expériences les proportions suivantes, dans les principes de la canne à sucre :

Eau,	65,9
Sucre et matières organiques et inorganiques,	17,7
Ligneux,	16,4

C'est un résultat qui offre des différences assez notables avec celui que M. Péligot a obtenu :

Eau,	72,1
Sucre, etc.,	18,0
Ligneux,	9,9

(*Annuaire de chimie*, année 1841).

VIBRATION. Mouvement rapide alternatif d'allée et de venue. Les corps élastiques sont seuls susceptibles de vibrations. Les vibrations des cordes, des lames métalliques, de l'air, etc., constituent le son (*Voyez* *SON*). Vibration est quelquefois synonyme d'*ondulation*.

VIDE. On entend par vide l'absence de l'air atmosphérique ou l'air extrêmement raréfié (comme sous le récipient de la machine pneumatique) dans un espace donné, et absolument séparé de l'air extérieur. Le vide n'exclut donc pas l'absence de la lumière, de l'électricité, et d'autres agents impondérés qui existent dans le milieu qui constitue l'atmosphère. On emploie le vide pour faire évaporer des liquides contenant en solution des substances qu'on veut amener à cristallisation.

Le *vide barométrique* est le plus parfait. On l'obtient en remplissant de mercure un tube de verre ayant plus de 76 centimètres de longueur, et en le renversant ensuite sur une cuve pleine de mercure. La colonne de mercure descend jusqu'au point où elle fait équilibre à la pression atmosphérique, et laisse derrière elle un espace vide.

VIF-ARGENT. *Voyez* MERCURE.

VIN. Liqueur alcoolique, résultat de la fermentation du jus de raisin. La fermentation du moût (jus de raisin, riche en sucre, et contenant, en outre, une matière azotée jouant le rôle de ferment) est accompagnée du dégagement d'une quantité énorme de gaz acide carbonique qui se répand dans la cave, et occasionne des accidents d'asphyxie. Cet acide carbonique provient de la transformation du sucre en alcool : un quintal de sucre peut ainsi fournir environ 43 livres de gaz irrespirable. La quantité d'acide carbonique qui reste dissous dans le vin varie; elle est au maximum dans les vins mousseux, comme ceux de Champagne. Pour obtenir un vin mousseux, on le met en bouteille avant que la fermentation soit complètement achevée, ou, si elle est achevée, on y ajoute du sucre et un peu de ferment : le gaz qui se forme reste alors emprisonné dans la bouteille, et ne s'en échappe que lorsqu'on vient à l'ouvrir. Les autres acides qui entrent presque toujours dans la composition des vins, sont les *acides tartrique, malique et acétique*. Lorsque ces acides s'y trouvent en trop grand excès, on les sature ordinairement avec un carbonate alcalin (potasse ou soude); on n'emploie plus guère pour cela l'oxyde de plomb (litharge), qui, en se combinant avec ces acides, formerait des sels vénéneux. Pour désacidifier les vins, il vaudrait mieux employer du tartrate neutre de potasse; ce sel, rencontrant l'excès d'acide tartrique, forme un bitartrate qui se dépose. Ce moyen est sans inconvénient pour la santé. L'acide tartrique et l'acide malique existent naturellement dans les raisins, surtout dans ceux qui sont encore verts. Il n'en est pas de même de l'acide acétique; celui-ci s'est formé plus tard aux dépens de l'alcool; c'est un indice de mauvais vin. Les autres principes du vin sont l'*albumine* (gluten), qui existe surtout dans les vins blancs, où elle détermine la fermentation visqueuse; elle est précipitée par le tannin et même par l'acide carbonique, ce qui explique pourquoi les vins de Champagne se troublent. La *matière colorante* varie en nuance et en intensité, suivant les espèces de vins. Les vins français, surtout les vins rouges de la Provence, sont les plus chargés de matière colorante. L'*ether ananthique*, espèce d'huile volatile, paraît donner aux vins l'odeur qui les caractérise. Enfin, l'*alcool* et l'*eau* sont les principes dominants qui font estimer la bonne ou la mauvaise qualité des vins.

Les vins rouges contiennent une proportion d'alcool variable de 7,7 pour 100 à 11 pour 100. M. Fauré a signalé une substance nouvelle, assez mal définie, qu'il désigne sous le nom d'*ananthine*. Ce serait un précipité glutineux, filant, élastique, que la gélatine ne précipiterait point, mais qui serait insoluble dans l'alcool à 83 centièmes. La gélatine précipite, au contraire, complètement le tannin et la matière colorante du vin. On pourrait même

distinguer ainsi les additions frauduleuses de matières colorantes que la gélatine ne précipite point.

Les vins blancs fournissent une proportion d'alcool sensiblement plus forte, variable de 8 à 13 pour 100. Le tannin et la matière colorante s'y trouvent, au contraire, en quantité bien moindre. Les proportions extrêmes des principes contenus dans 300 grammes de vin sont :

Vins rouges.	
Bitartrate de potasse,	0,5552 à 0,9864
Tartrate de chaux,	0,0502 — 0,1204
Tartrate d'alumine,	0,1510 — 0,5378
— de fer,	0,0312 — 0,1172
Chlorure de sodium,	0,0000 — 0,0713
— de potassium,	0,0600 — 0,0356
Sulfate de potasse,	0,0363 — 0,1510
Phosphate d'alumine,	0,0024 — 0,0256

Vins blancs.

Bitartrate de potasse,	0,4386 — 0,7664
Tartrate de chaux,	0,0525 — 0,0652
— d'alumine,	0,1554 — 0,2642
— de fer,	0,0521 — 0,0983
Chlorure de sodium,	0,0993 — 0,2416
— de potassium,	0,0000 — 0,0591
Sulfate de potasse,	0,0550 — 0,1254
Phosphate d'alumine,	0,0042 — 0,0412

L'action du vin sur l'économie humaine est due principalement à la plus ou moins grande proportion d'alcool qu'il contient. Le tableau suivant fournit une des premières bases sur lesquelles on doit asseoir l'action excitante des vins.

Sur cent parties,	
le vin :	d'alcool.
1 ^o de Lysa centent,	23,41
2 ^o raisin sec,	23,12
3 ^o Marsala,	25,09
4 ^o Madère,	22,17
5 ^o d'Andalousie Xérès,	19,17
6 ^o Ténériffe,	19,79
7 ^o des Colures,	19,75
8 ^o de Lacryma-Christi,	19,70
9 ^o Constance blanc,	19,75
10 ^o id. rouge,	18,52
11 ^o Lisbonne,	18,31
12 ^o Malaga (1668),	18,94
13 ^o Bueillas,	18,49
14 ^o Madère rouge,	20,55
15 ^o Muscat du Cap,	18,95
16 ^o Madère du Cap,	20,05
17 ^o Grappe,	18,11
18 ^o Calavilla,	18,65
19 ^o Vidolia,	19,25
20 ^o Alba-Flora,	17,26
21 ^o Malaga,	17,26
22 ^o Ermitage blanc,	17,45
23 ^o Roussillon,	18,15
24 ^o Clairat,	15,32
25 ^o Malvoisie de Madère,	16,30
26 ^o Lunel,	15,10
27 ^o Schiras,	15,32
28 ^o Syracuse,	25,28
29 ^o Sauterne,	11,22

50 ^o de Bourgogne,	14,87
51 ^o du Rhin,	12,08
52 ^o de Nice,	14,65
53 ^o Barsac,	15,66
54 ^o id. vieux,	15,00
55 ^o Champagne,	12,61
56 ^o Ermitage rouge,	12,52
57 ^o Grave,	12,80
58 ^o Frontignan,	12,79
59 ^o Côte-Rôtie,	12,52

On voit, d'après ce tableau, que le vin varie beaucoup selon les divers pays d'où il provient ; mais il varie aussi infiniment selon l'âge. Un vin vieux est beaucoup plus léger, quel que soit d'ailleurs son terroir, que lorsqu'il est jeune. Sous ce rapport, la différence est grande entre les vins d'un an et ceux qui ont, comme on dit, plusieurs feuilles.

Les raisins donnent en général un vin d'autant plus alcoolique qu'ils sont plus sucrés tels sont les raisins des pays méridionaux.

Lorsqu'on veut que ces vins conservent, après la fermentation, une proportion assez considérable de matière sucrée pour avoir une saveur douce, on fait évaporer une portion du moût jusqu'à consistance sirupeuse, et on la mêle avec l'autre portion avant la fermentation : c'est ainsi que se font les vins de Malaga, de Rota, et tous les vins cuits.

Les vins n'acquiescent qu'au bout de quelque temps toutes les qualités dont ils sont susceptibles, et ils finissent ensuite par s'altérer ; il y en a, et ce sont les plus faibles, qui, au bout de six mois, un an, ont acquis toute leur force ; mais il en est d'autres qui continuent à se bonifier pendant un grand nombre d'années : cette propriété se remarque dans les vins qui sont riches en sucre et en tartre. En effet, le sucre qui a échappé à la première fermentation en éprouve une seconde, et se convertit peu à peu en alcool ; à mesure que la proportion de l'alcool augmente, le tartre ou tartrate acide de potasse, n'étant pas soluble dans ce liquide, se précipite. Voilà pourquoi les vins rouges, en vieillissant, deviennent moins amers, moins acides et plus chauds ; c'est parce que le tartre n'est pas soluble dans l'alcool, que les vins généreux en contiennent très-peu ; tels sont les vins d'Espagne, qui ont l'avantage de se conserver très-longtemps.

Les vins faibles d'alcool, imparfaitement fermentés et chargés d'acides, deslèrent bien, mais stimulent faiblement l'estomac. Bus en trop grande quantité au milieu d'une alimentation abondante, ou ingérés dans des estomacs faibles, ils donnent d'abord des rapports aigres, puis des coliques intestinales ; bus en quantité assez grande pour causer l'ivresse, ils occasionnent l'assoupissement suivi d'indigestion, qui se termine par des vomissements aigres ; ils ne conviennent point aux estomacs faibles, chargés de glaires, dont les digestions sont lentes et sujettes à engendrer des aigreurs ; tels sont les vins de la Brie et de la

plupart des environs de Paris, et de quelques-uns de l'Orléanais quand ils sont imparfaitement préparés. Les vins généreux contenant beaucoup d'alcool et bien fermentés désaltèrent moins, stimulent davantage, et accélèrent la digestion; ils échauffent promptement; leur ivresse est forte, mais elle ne cause pas si constamment des indigestions et des vomissements; ils conviennent, en quantité modérée, aux estomacs faibles, et sur la fin des repas; ils ne conviennent pas aux personnes irritables, dont la tête se trouble aisément, et dont la circulation s'accélère par la moindre excitation; tels sont les vins du Languedoc et du Roussillon bien fermentés, et la plupart des vins de Portugal et d'Espagne.

Les vins les plus favorables à la digestion, et dont la quantité et l'abus présentent en même temps le moins d'inconvénients, sont ceux qui, légèrement acidulés et suffisamment généreux, contiennent des quantités modérées d'alcool, peu de mucilage sucré, et qui ne sont pas très-chargés de matière colorante, ni d'une trop grande quantité de tartre. Ainsi les vins de Bordeaux, vieilliss et dépoüillés par le temps d'une partie de leur substance colorante et extractive, les vins de Bourgogne, les vins de la Champagne méridionale bien fermentés, plus acidules cependant et plus légers que les vins de Bourgogne; enfin les vins du Nord, comme ceux de Bar et du Rhin, qui ont vieilli et se sont dépoüillés de leur âpreté en déposant leur tartre, sont les vins qui conviennent à un plus grand nombre d'estomacs.

Les vins qui tardent longtemps à se faire, et qui, dans leur état de perfection, conservent toujours un peu d'âpreté, comme les vins de Bordeaux rouges et blancs, mais principalement les rouges, sont toniques, très-peu stimulants, et n'ont rien qu'à grande dose; ils conviennent aux personnes dont l'estomac est faible et qui sont très-irritables. Dans une alimentation modérée, ils soutiennent les forces digestives; mais ils n'excitent pas assez et ne suffisent pas dans les excès de table, encore qu'ils n'aient pas les inconvénients de l'ivresse qui suit l'usage peu modéré des vins généreux, dans lesquels l'alcool est plus développé.

Les vins légers et mousseux stimulent vivement et promptement, désaltèrent bien, échauffent peu, donnent lieu, même pris en petite quantité, à une ivresse instantanée qui se borne à égarer, étonner et étourdir, mais qui se termine promptement sans troubler la digestion et sans avoir de conséquences funestes.

Les vins sucrés aromatiques non amers et peu alcooliques, comme les vins muscats, ceux de Hongrie, les vins grecs, contiennent encore beaucoup de parties fermentescibles, conviennent peu aux estomacs faibles, dont les digestions sont ordinairement lentes, imparfaites, et sujettes à donner des aigreurs; ils conviennent moins encore quand l'alimentation excède la mesure convenable.

Les vins étendus d'eau et rendus ainsi très-légers, sont meilleurs pour ceux qui prennent habituellement beaucoup de boisson, et dont la digestion n'a pas besoin d'être excitée: les vins pris de cette dernière manière sont plus utiles dans le cours du repas.

Les vins purs valent mieux, comme stimulants ou excitants, soit avant, soit à la fin du repas.

Le mélange de l'alcool aux vins peu généreux ne produit qu'une combinaison imparfaite qui enivre promptement.

Les vins de cabaret, qui sont souvent des mélanges de vins aigres avec de l'eau-de-vie, et de vins très-chargés de matière colorante, produisent le double effet d'enivrer promptement et de causer des indigestions. (Itall.)

Les raisins de divers climats diffèrent entre eux, non-seulement par leur richesse en acides libres, mais encore par la quantité variable de sucre qu'ils renferment en dissolution. Quant aux matières azotées, on peut admettre qu'ils en contiennent tous la même proportion. Du moins, dans les raisins du midi de la France et des pays du Rhin, on n'a pas remarqué de différence dans la quantité de ferment qui se sépare.

Les raisins qui ont mûri dans les pays chauds, de même que le jus de raisins cuits, contiennent en proportion beaucoup de sucre; par la fermentation, les matières azotées qu'ils renferment se décomposent complètement, et se séparent à l'état insoluble; mais puisque cette métamorphose est achevée avant que le sucre lui-même se soit transformé, en totalité, en alcool et acide carbonique, et qu'alors la cause d'une altération ultérieure vient à manquer, une certaine quantité de sucre non altéré reste toujours dans le vin.

Dans le jus des raisins de la zone tempérée, on a remarqué que la quantité de sucre est moins grande par rapport aux matières azotées, de sorte que celles-ci ne se séparent pas en totalité à l'état insoluble, tandis que tout le sucre se métamorphose. Les vins qui en proviennent ne renferment plus de sucre, mais on y trouve toujours une quantité variable de gluten dissous. Celui-ci est cause que ces vins s'aigrissent d'eux-mêmes au contact de l'air, en absorbant de l'oxygène et en se séparant à l'état insoluble, il reporte son oxydation sur l'alcool, qui se transforme alors en vinaigre.

Lorsque les vins déposent dans des fûts bien clos et à une température aussi basse que possible, les matières azotées qu'ils renferment s'oxydent sans que l'alcool prenne part à cette altération, car il exige pour cela une température bien plus élevée. Tant que le vin précipite de la lie, on peut le faire fermenter de nouveau en y ajoutant du sucre. Mais les vins vieux, ayant bien *déposé*, ne présentent plus la propriété de fermenter par une addition de sucre et de s'aigrir d'eux-mêmes, parce qu'ils ne renferment plus la condition nécessaire à la fermentation et à la combus-

tion lente, c'est-à-dire qu'ils ne contiennent plus de corps qui se trouve lui-même dans un état d'altération.

Lorsqu'on soutire les vins jeunes, qui sont encore riches en gluten, on a pour but de les empêcher de s'agrir, c'est-à-dire de brûler lentement; ce que l'on effectue en les plaçant dans une atmosphère d'acide sulfureux, lequel s'empare lui-même de l'oxygène de l'air contenu dans les fûts, et en préserve ainsi les substances organiques.

VINAIGRE. Voyez ACÉTIQUE (Acide).

VINIFICATION. Considérée sous le point de vue chimique, la vinification consiste essentiellement dans la fermentation alcoolique du suc exprimé des raisins. Sous le point de vue industriel, la vinification exige des connaissances technologiques et agronomiques dont les vigneron ne sont guère pourvus. En France, deux millions d'hectares de terrain sont couverts de vignobles, dont on tire chaque année une valeur de plus d'un milliard de francs; 1,200,000 familles les cultivent; ils donnent à l'État un sixième, aux villes la moitié de leurs revenus.

Dans la culture, à l'exception de quelques localités de premier ordre, tout est livré à l'arbitraire du vigneron, c'est-à-dire, d'un pauvre ouvrier qui fait soigneusement ce qu'il a vu faire, et qui ne conçoit pas même l'idée qu'on puisse faire autrement; tourmenté d'ailleurs par le propriétaire toujours mécontent, il pousse à la quantité, et se met perpétuellement en quête de plants très-productifs; aucune connaissance du sol et de ses rapports avec les espèces; et pourtant le sol recèle une multitude d'influences mystérieuses qu'il serait temps de rechercher, d'analyser, d'expliquer. Le sol joue un rôle immense et presque inconnu; c'est sur les lieux mêmes que la science devrait aller surprendre ses secrets et les traduire au grand jour. Si, dans un certain sol, une variété de blés, de fourrages, de légumes, ne réussit pas, il est facile, l'année suivante, de réparer les choses; mais quand une vigne a été plantée, peut-on la faire disparaître? Et quel désordre, quelle confusion dans les cépages! Point de synonymie: tel plant porte dix noms différents en France; dix variétés fort distinctes reçoivent la même application, non-seulement de la part du petit cultivateur, mais encore chez les Lis-seurs de collections.

La dégénérescence des cépages, en changeant de climat, n'est point un fait fatal universellement observé; leur migration, lorsqu'ils sont traités avec intelligence, a produit, au contraire, des résultats extrêmement heureux. On en a promené de Syracuse à l'Ermitage, de la Bourgogne en Bohême et en Hongrie, d'Espagne à Bordeaux, de Madère sur les bords de la Loire, d'Europe au cap de Bonne-Espérance, qui ont parfaitement réussi. L'insuccès accidentel sera-t-il donc coneluant dans la question, tandis qu'on repoussera avec

opiniâtreté des faits aussi multipliés, aussi authentiques? De tous les préjugés qui aveuglent l'industrie œnologique en France, il n'en est pas de plus répandu, de plus obstiné, et qu'il fût plus important de détruire. Chose bizarre! on repousse l'introduction de *nouveaux* cépages, et dans presque tous les vignobles on *multiplie*, on *mélange* les cépages! Or, le moindre inconvénient de cette promiscuité, c'est que les variétés n'arrivent pas à maturité en même temps, et le ban des vendanges ordonnant de les couper tous à la fois, le vin est déplorable. La seule raison alléguée est que si l'un des cépages ne réussit pas, l'autre donne; d'où suivrait, ce nous semble, pour chaque cultivateur, la nécessité de chercher une variété qui, dans les conditions données du sol, et les variations atmosphériques locales régulièrement observées, produirait plus, mieux, et avec plus de constance: or, pour cela, il faut pouvoir éloisir.

La taille de la vigne, comme celle de tous les arbres fruitiers, est une opération extrêmement importante, qui a ses règles, ses principes, basés sur les lois de la physiologie végétale. Or, qui les connaît ces principes, ces règles, ces lois? où tout cela est-il enseigné?

Que dire de la fumure? Elle est indispensable sans doute, dès que les taxes exagérées forcent le cultivateur à se tirer d'affaire par la quantité et non par la qualité des produits, mais encore faudrait-il savoir comment et jusqu'à quel point fumer; quels engrais conviennent au sol et au plant. Sur une multitude de points, la fumure est réellement extravagante, et perd des vignobles très distingués. Il faut dire toutefois qu'il y a progrès en matière de fumure, de la part de quelques propriétaires intelligents, qui commencent à rejeter les poudrettes et autres substances cartrières. Pour un végétal délicat comme l'est la vigne, on pourrait préférer les engrais végétaux: plusieurs vigneron enfoncent avec succès le trèfle incarnat, des branches d'arbres résineux, du gazon, etc.

L'échalassement des vignes est une autre opération rurale d'un grand intérêt. Partout elle est très-onéreuse, et on peut dire hardiment que nulle part elle ne se fait bien dans la rigueur de l'expression. Le bois, en France, devient plus cher de jour en jour; sûr de vendre avec profit ce qu'il appelle *la marchandise*, le propriétaire de forêts s'inquiète peu de faire suigner la fente des échallas; ils sont donc généralement mal conditionnés, et c'est une question de savoir s'ils ne nuisent pas plus à la vigne, en devenant des repaires inexpugnables pour les insectes destructeurs qui s'y logent, qu'ils ne sont utiles au tendre arbrisseau dont ils soutiennent la faiblesse.

La vigne a beaucoup d'ennemis: parmi les insectes qui lui sont le plus hostiles, l'altise et la pyrale, cette dernière surtout, ravagent les vignobles au point d'aucantir parfois des

récoltes entières. Les dévastres qui ont tant affecté le Lyonnais, la Bourgogne dans toute son étendue, et le vignoble d'Argenteuil, se sont reproduits souvent dans les temps passés. Pourquoi cette intermittence? quelle est la cause de ces terribles invasions? Nul ne le sait encore, et nul conséquemment ne saurait se mettre en garde contre l'ennemi.

La température générale du globe s'est-elle abaissée? Les opinions les plus respectables se balancent sur cette question, qu'une multitude de faits authentiques semblent cependant résoudre par l'affirmative. Il serait difficile, au moins, si l'on n'admet pas que le refroidissement soit général, de le contester pour quelques contrées. Henderson parle d'anciens vignobles anglais comme d'un fait traditionnel incontestable; suivant de vieilles archives trouvées dans plusieurs localités en Bourgogne, la vendange se faisait assez fréquemment autrefois dans le mois d'août, et souvent au commencement de septembre; or, cela n'arrive plus. Tout s'accorde pour contrarier la nature elle-même; le morcellement des vignobles a en de fâcheux résultats; divisés en parcelles, ils ne peuvent être récoltés qu'avec la permission des autorités. Si l'on a peur de l'eau, on coupe en verjus; si le temps est serein, on attend que la grappe soit pourrie, et la promiscuité des cépages les menant à maturité, les uns plus tôt, les autres plus tard, achève de jeter la confusion sur les coteaux. La fermentation par grandes cuvées est toujours meilleure, et aujourd'hui chacun fait son petit vin, pour ainsi dire, dans un baquet. Cependant la vinification devrait être une science, et elle est livrée aux hasards de l'empirisme le plus étrange.

Mais, dit-on, les faits de vinification sont si mobiles! ils sont soumis à des influences si variables de sol, de climat, de température, de maturité, d'espèce! Comment tracer des règles scientifiques? — C'est précisément là, répondrons-nous, un argument en faveur des règles que dictera la science, quand elle voudra porter son flambeau sur ces intéressantes questions.

Nous terminerons cet article en disant un mot sur les vins mousseux, dont la fabrication a pris depuis quelque temps une grande extension.

On choisit pour cela des vins très-jeunes, récoltés depuis un ou deux ans. Ces vins doivent avoir subi une fermentation complète; ils doivent être légers et d'un goût agréable. Les vins plus vieux ou dépourillés ont déjà perdu en grande partie le gluten et le tannin nécessaires à la production de l'acide carbonique, et, d'un autre côté, la métamorphose du sucre en alcool est déjà accomplie.

Une fois que l'on a fait choix d'un certain nombre de pièces de vins, on les mélange de manière à obtenir une qualité uniforme: c'est là ce qu'on appelle *couper* le vin.

Où donc la préférence au vin blanc fait

avec du raisin rouge, parce qu'il est plus léger et plus fluide que le vin fourni par le raisin blanc; il a également moins de tendance que ce dernier à mousser d'une manière exagérée. D'ailleurs les vins blancs sont moins riches en tannin que les vins rouges, et le gluten s'y trouve trop fortement combiné avec le tartre pour qu'ils puissent aisément se dissoudre, si l'on n'ajoute pas de vin rouge. Aussi, lorsque cette précaution a été omise, ils ne tardent pas, malgré leur limpidité parfaite au moment de la mise en bouteilles, à se troubler et à devenir nébuleux, ce qui tient à la présence du ferment, dont il est fort difficile de débarrasser complètement les vins blancs.

Après avoir coupé le vin, on le clarifie à la colle de poisson. Cette opération se pratique sur chaque tonneau avec toute l'uniformité possible, et on recommence jusqu'à ce que le vin présente une limpidité parfaite.

Quoique le *coupage* facilite la clarification des vins, on ne doit pourtant rien épargner pour les dépouiller d'une manière complète, car la limpidité est une des conditions capitales de la fabrication des vins mousseux. Il ne faut donc pas craindre de répéter le collage une seconde fois, si la première n'a pas suffi; et l'on continue ainsi jusqu'à ce que le vin soit tout à fait dépouillé.

Le collage ne communique pas seulement au vin une limpidité parfaite, mais il a encore pour effet d'en éloigner tous les principes fermentescibles qui pourraient plus tard le troubler et nuire à sa conservation.

Lorsque le vin est parfaitement clarifié, ce qui a lieu au bout de trois ou quatre semaines, on le transvase dans des tonneaux plus petits. Cette méthode se pratique en France aussi bien qu'en Allemagne.

Après avoir rempli un certain nombre de ces tonneaux, on les transporte dans un local particulier, construit de manière à recevoir autant que possible l'action des rayons solaires. C'est un bâtiment très-bas, couvert en tuiles, et par conséquent très-propre à s'échauffer intérieurement.

On plie les tonneaux sur un support solide, puis on bouche toutes les ouvertures du cellier, tant les portes que les fenêtres; et une fois ces préparatifs terminés, on avise aux moyens nécessaires pour produire la fermentation.

Dans ce but, on commence par soutirer le vin des tonneaux pour le mettre en bouteilles; c'est l'opération qu'on appelle *tirage*.

Il faut avoir soin de ne se servir que de bouteilles neuves et sortant de la fabrique; car outre que le lavage des vieilles bouteilles exige beaucoup de travail et de soin, on n'est jamais sûr, malgré les plus grandes précautions, d'avoir complètement dissous les matières solides et desséchées qui adhèrent à leur surface interne.

Pour que la fermentation se produise au

sein des bouteilles, on ajoute à leur contenu, immédiatement après son introduction, une petite quantité de sucre candi en état de dissolution, et qu'on appelle *liqueur* en terme technique.

Cette dose est subordonnée au degré de douceur que le vin possède naturellement. Il existe des vins qui, bien que parfaitement sucrés, conservent toujours la saveur sucrée qui distingue le moût, tandis que d'autres vins ont tout à fait perdu cette saveur quelques mois après la vendange.

Il est absolument nécessaire de mesurer la dose de liqueur qu'on introduit dans chaque bouteille, afin de s'assurer que toutes ont reçu la proportion de liqueur convenable.

La fermentation ne tarde pas à se développer; ce qui dépend en premier lieu de la présence de la liqueur qu'on a ajoutée au vin, et de la température à laquelle les bouteilles doivent être soumises. Lorsque la température extérieure n'est plus assez élevée pour communiquer à l'intérieur du cellier une chaleur de 16 à 18° R., on y supplée au moyen d'un poêle. Il est absolument nécessaire d'avoir un thermomètre et de le consulter presque à chaque instant, pendant tout le temps que dure la période de fermentation. La quantité de ferment qui se produit dans le vin est subordonnée à la température; et plus les vins sont faibles et légers, plus tôt ils entrent en fermentation, parce que l'alcool, qui est un obstacle à celle-ci, existe en faible proportion dans ces vins.

Les bouteilles, une fois emplies dans le cellier, y demeurent en repos jusqu'au moment où la fermentation en fait éclater quelques unes. Avant de les enlever, on s'assure si le vin mousse bien, et pour cela on retire une ou plusieurs bouteilles prises en des points différents de la pile, en évitant toutefois de rien changer à leur position horizontale. On observe alors à la partie la plus déclive du ventre de la bouteille un dépôt plus ou moins étendu qui est constitué par un mélange de gluten, de colle de poisson et de tartre. Quand il se produit, ce dépôt présente la forme d'un ovale, mais il envoie au bout de quelques jours des ramifications rayonnées et divergentes; on dit alors que le vin *file*. Ce rayonnement du dépôt est un indice qu'il est indispensable de consulter pour savoir si la formation de l'acide carbonique s'est effectuée: lorsque ce phénomène vient à manquer, ou bien lorsqu'il est peu prononcé, on doit s'attendre à ce que le vin ne moussera pas du tout, ou du moins ne moussera que fort peu.

Une fois que l'irradiation du dépôt et la rupture des bouteilles ont fourni la certitude que la fermentation est parvenue au degré convenable, l'on fait subitement passer toutes les bouteilles de la température chaude du cellier à une température fraîche, en les transportant dans une cave ordinaire. Ce déplacement exige des précautions minutieuses pour

que le dépôt n'éprouve pas de secousses. On emploie, à cet effet, des paniers appropriés à cette destination, et pouvant contenir quatre bouteilles rangées horizontalement à côté les unes des autres. Les individus chargés du transport des paniers doivent marcher à pas fort lents, afin d'éviter autant que possible tout mouvement brusque.

Dans la cave on empile les bouteilles comme elles l'étaient dans le local précédent. On les laisse ainsi dans un repos absolu pendant deux mois au moins, et, ce qui vaut mieux encore, pendant trois ou quatre mois. Durant cet espace de temps, la fermentation continue au sein des bouteilles, jusqu'à ce qu'elle finisse par cesser graduellement. Lorsqu'elle est arrivée à son plus haut point, l'espace vide laissé dans la bouteille se remplit quelquefois de gaz acide carbonique mélangé avec le liquide. Dans ce cas, le gaz ne trouvant pas d'issue par le goulot que ferme le bouchon, les bouteilles les plus fortes peuvent éclater.

A mesure que la température de la saison se refroidit, la casse des bouteilles finit par cesser, et le vin s'apaise peu à peu. Alors on défait les piles pour les reconstruire, et l'on met de côté toutes les bouteilles cassées, ainsi que les couleuses, c'est-à-dire, celles qui ont perdu une partie de leur contenu.

Nous omettons d'autres détails exclusivement relatifs à la man-d'œuvre. (*Recueil scientifique et industrielle*, année 1835.)

VIOLETTE. Une des sept couleurs primitives du spectre solaire. C'est la dernière en commençant à compter par le rouge, et la plus refrangible de toutes.

VIOLINE. Matière pulvérulente, d'un jaune clair, qui, suivant Boullay, est analogue à l'émétine et existe dans la violette (*Viola odorata*). Pour l'obtenir, on traite par l'éther l'extrait alcoolique de la plante, on évapore, on fait bouillir le résidu avec de l'acide sulfurique étendu, on précipite la solution par l'oxyde de plomb, et on épuise le précipité par l'alcool; la violine se dépose par l'évaporation du solumm éthéré. Elle se distingue de l'émétine en ce qu'elle colore en vert le tournesol rouge, et qu'elle est plus soluble dans l'eau et moins soluble dans l'alcool. Elle agit comme vomitif.

VIS. On appelle ainsi un cylindre revêtu d'un filet saillant tourné en spirale autour du cylindre. Ce filet est partout de la même grosseur, et tourne en restant toujours incliné de la même manière; sa distance entre deux tours du filet s'appelle le pas de la vis. L'écran est une pièce fixe, sillonnée de telle façon que la vis et l'écran peuvent s'emboîter. On peut comparer l'action de la vis à la manière d'agir d'un plan incliné. Pour une même vis, l'effet est d'autant plus grand que la force est appliquée plus loin de l'axe; et, pour deux vis différentes et un même bras de levier, la force est d'autant plus avantageuse que le pas de la vis est moins haut.

La *vis d'Archimède* est un cylindre sur lequel est creusée une gorge en spirale, que l'on recouvre de douves sur tout son développement. C'est ce qui lui donne quelque ressemblance avec certaines coquilles. Aussi les Grecs lui donnaient-ils le nom de $\kappa\omicron\gamma\chi\eta$. Les Égyptiens s'en servaient pour l'irrigation de leurs champs, ainsi que nous l'apprend Diodore. « Le Nil dépose annuellement, après ses crues, du nouveau limon; et les habitants peuvent facilement arroser toute l'île à l'aide d'une machine construite par Archimède de Syracuse, laquelle, pour sa forme, porte le nom de *limaçon*. » (*Bibliothèque historique*, livre I, chap. 34.)

Lorsqu'on veut, à l'aide de la *vis d'Archimède*, élever de l'eau d'un réservoir, on l'incline, en la faisant porter sur des tourillons, dont l'un est armé d'une manivelle. L'extrémité opposée de la spirale plonge toute ouverte dans l'eau. Or, en faisant tourner convenablement le cylindre, on voit l'eau entrer par l'extrémité plongeante, et, par le mouvement de rotation, s'élever dans les arcs de la spirale; c'est une suite non interrompue de petites surfaces inclinées qui s'offrent à l'eau puisée par l'extrémité de la spirale, et qui sort par l'extrémité opposée. Cette machine ne peut être employée que pour porter l'eau à de très-petites hauteurs, à moins de lui donner une longueur excessive, et partant incommode.

VISION. Tous les physiiciens et philosophes se sont occupés de la vision, c'est-à-dire, du procédé mystérieux qu'emploie la nature pour nous faire distinguer les couleurs, l'étendue, les contours, etc., des objets du monde extérieur. On a émis bien des théories sur ce problème important de la physique et de la physiologie; ce qui prouve déjà que le problème est difficile, et qu'on est encore loin de l'avoir complètement résolu. Depuis l'admirable découverte de Daguerre (*voyez PHOTOGRAPIE*), les physiiciens ont renouvelé les recherches sur la vision. M. Moser a publié, à ce sujet, assez récemment (*Annalen der Physik von Poggenorff*, année 1845), un ensemble d'observations, dont nous allons communiquer les principaux résultats. M. Moser se demande d'abord si la vision consiste en ce que la rétine (extrémité épanouie du nerf optique, tapissant le fond de l'œil) subit sous l'influence de la lumière une altération momentanée, semblable à celle que subissent certaines substances chimiques (sels d'argent); ou si le nerf optique conduit à l'organe central (cerveau) les vibrations de la lumière, ou bien la sensation de ses effets naturels. La théorie que M. Moser essaye d'établir repose sur ces trois propositions fondamentales :

1^o Les rayons violets et bleus de la lumière n'exercent pas seuls et à l'exclusion des autres une influence chimique; ou si l'on prétend distinguer encore dans le spectre des rayons lumineux et des rayons chimiques, il

faudra dire que les rayons chimiques ne se trouvent pas exclusivement dans les rayons du spectre qui se réfractent le plus.

2^o Il n'est pas nécessaire, et il n'arrive même pas du tout dans les phénomènes les mieux observés, que la lumière produise une séparation matérielle de substances chimiquement unies. Les effets de la lumière sont plutôt tels qu'on peut les reproduire par des causes purement physiques.

3^o L'effet le plus prolongé de la lumière paraît attaquer seulement la première surface des substances; et il ne semble pas même pénétrer la couche d'iodure, ordinairement si mince, qui se forme à la surface des plaques d'argent, dans les préparations daguerréotypes. M. Moser procède ensuite à la démonstration de ces propositions.

Lorsque, dans la chambre obscure, on expose une plaque d'argent iodée pendant un temps suffisant à l'action de la lumière, on obtient, comme on sait, une image qui se dessine de manière que les parties claires paraissent sombres, tandis que les parties réellement sombres paraissent brillantes, parce que sur tous les points où la lumière n'a point agi l'iodure conserve sa couleur primitive, qui est le jaune clair. Ces sortes d'images, qui, sous le rapport de l'art, n'offrent aucun intérêt, ont été appelées *images négatives*. La découverte de M. Daguerre consiste en ce qu'avant la formation de cette image négative, c'est-à-dire à une époque où l'on ne distingue encore sur la plaque d'argent iodée aucune trace d'effet, il n'en existe pas moins un commencement d'action; de sorte que tous les points attaqués par la lumière ont déjà acquis la faculté de précipiter le mercure. D'après les expériences de M. Becquerel fils, la lumière peut produire sur l'argent isolé des modifications que certains rayons particuliers rendent seuls appréciables et visibles. Si la lumière n'agit pas assez longtemps sur les plaques d'argent, les vapeurs de mercure ne peuvent se précipiter, et on pourrait croire que l'objet qu'on voulait reproduire n'a encore exercé aucune influence. Ce serait une erreur; car, en exposant cette plaque d'abord sous un verre rouge aux rayons du soleil, puis à l'action de la vapeur du mercure, M. Edmond Becquerel a obtenu des images positives ou négatives, suivant que le temps de l'exposition au soleil a été plus ou moins long. La plaque iodée avait donc réellement subi une première modification, que les rayons rouges continuent.

En partant de cette idée, que les effets chimiques de la lumière sont dus à l'action des rayons violets et bleus, M. Becquerel fut conduit à admettre deux sortes de rayons : les rayons *excitateurs*, liés aux couleurs violette et bleue du spectre, et les rayons *continuateurs*, concentrés dans les parties rouges et jaunes.

Les expériences de M. Becquerel furent confirmées par celles de M. Moser, qui a été porté

à conelure, 1^o que l'iodeure d'argent ordinaire n'est modifié que par les rayons violets et bleus; ces modifications sont d'abord imperceptibles: les vapeurs de mercure les mettent en évidence; 2^o qu'on peut distinguer deux degrés dans l'impression reçue par l'iodeure d'argent: cet iodure est d'abord modifié de telle manière que les rayons rouges et oranges exercent leur influence sur lui, aussi bien que les rayons bleus et violets; les rayons jaunes ne montrent point encore d'influence; et si l'on retire la plaque trop tôt de la chambre obscure, les rayons jaunes seront tout à fait inactifs. Plus tard, au contraire, les rayons jaunes et verts agissent comme les autres; cette action apparaît à peu près au moment où l'iodeure d'argent modifié acquiert la faculté de précipiter les vapeurs de mercure. A cet instant donc toutes les couleurs influent sur l'iodeure d'argent, il n'est dès lors plus permis d'attribuer à certains rayons du spectre une influence chimique exclusive.

Pour analyser l'effet propre des rayons jaunes et verts, il n'est pas nécessaire de recourir aux verres colorés, car leur effet commence quand les autres rayons n'agissent plus; on peut opérer avec la lumière blanche qui n'est pas décomposée, c'est-à-dire avec la lumière du soleil à son état naturel. Voici à ce sujet quelques expériences frappantes.

Une plaque iodée fut exposée au soleil jusqu'à ce qu'elle fût devenue noire, ce qui eut lieu en peu d'instants; puis on en déroba une moitié à l'influence du soleil: quelques minutes plus tard, la moitié découverte était déjà devenue beaucoup plus claire que la partie couverte. Cette décoloration continua pendant quelque temps, et à la fin la plaque, auparavant noire, reprit son aspect jaune verdâtre. Cet effet est certainement produit par les rayons jaunes et verts du soleil.

On laissa noircir au feu une plaque d'argent iodée jusqu'à ce que le noircissement n'augmentât plus, après quoi on la mit dans une chambre obscure dirigée vers des maisons. Lorsqu'on la retira vingt-quatre heures après, elle présentait, comme on devait s'y attendre, une image positive et très-précise, avec les détails ordinaires. Les parties claires des objets avaient une couleur gris d'acier, et les parties sombres étaient noires.

La première proposition de M. Moser paraît donc démontrée: il n'y a pas de rayons chimiques à l'exclusion des autres. Quant à la deuxième proposition, savoir, que la lumière ne consiste pas nécessairement dans la séparation de deux substances chimiquement unies, elle repose sur des expériences moins probantes.

Pour démontrer la troisième proposition, une plaque d'argent iodée, de couleur jaune, fut exposée pendant deux mois au jour, et le fut possible aux rayons directs du soleil. On la frotta ensuite avec du coton sec, on l'exposa de nouveau au soleil, et l'on y projeta l'om-

bre d'un corps rapproché. Peu de temps après, tout le reste de la plaque était devenu entièrement sombre; l'ombre seule était claire. La plaque fut frottée et exposée de nouveau au soleil, qui toujours produisit le même effet. Après chaque frottement on voit qu'il reste toujours également répandu sur la plaque de l'iodeure d'argent, sensible à la lumière.

Ce résultat paraît remarquable, si l'on se souvient combien est mince la couche primitive d'iodeure. M. Dumas, sans indiquer comment il a opéré pour y parvenir, fixe l'épaisseur de cette couche à moins d'un millionième de millimètre; et dans tous les cas cette épaisseur doit être extrêmement petite, car, malgré les nombreuses manipulations qu'exige la production d'une image daguerrienne, M. Moser en a fait naître jusqu'à trente, l'une après l'autre, sur du cuivre plaqué ordinaire.

On a essayé de comparer les perceptions de l'œil à celles de l'oreille; mais on ne peut assimiler les différentes couleurs aux sons plus ou moins graves et aigus. Les couleurs produisent, pour ainsi dire, une impression complète qui ne permet pas de les confondre les unes avec les autres, tandis que les différents sons ne produisent rien de semblable. L'aiguëté et la gravité d'un son rappellent tout au plus les diverses intensités d'une même couleur. La diversité des couleurs serait une sorte de timbre.

On peut concevoir à la rigueur que l'oreille apprécie des différences assez petites entre des nombres de vibrations qui s'élèvent à quelques milliers seulement; mais comment supposer que l'œil puisse percevoir de légères différences entre des nombres composés de centaines de billions? Les perceptions de ces deux organes, quoique un peu semblables dans leurs conditions extérieures, sont en réalité de nature toute différente.

Ne pourrait-on pas formuler une objection plus grave? Les rayons violets, bleus, oranges, rouges, paraissent exercer sur l'iodeure d'argent une seule et même influence; ils le mettent en état de condenser les vapeurs de mercure. Toutes les matières sensibles à la lumière connues jusqu'à présent éprouvent des modifications semblables par l'action des rayons diversement colorés: comment la rétine seule serait-elle dissemblablement impressionnée, ou comment, si l'on admet une seule et même impression, pouvons-nous distinguer les couleurs les unes des autres? Le gaïac est coloré en bleu par les rayons violets, en bleu vert par les rayons bleus. M. Seebeck a vu le chlorure d'argent coloré différemment dans les différentes couleurs du spectre; et en général tout observateur qui a longtemps étudié l'action de la lumière sur une matière quelconque, a dû être étonné du grand nombre de nuances qui se sont présentées à lui selon les circonstances. Ces nuances indiquent autant de modifications que peut subir la matière sous l'influence de la lumière; la supposition que les couleurs

agissent également, n'est plus soutenable. Il sera toujours difficile de faire là-dessus des expériences, parce qu'on ne sait pas bien opérer avec des rayons simples; mais, dans tous les cas, on doit être d'accord que les couleurs différentes produisent des résultats divers. Il est cependant un cas dans lequel toutes les couleurs, y compris le jaune et le vert, agissent de la même manière sur l'iode de l'argent: c'est lorsque leur action s'est longtemps prolongée; alors elles amènent l'iode à condenser les vapeurs de mercure, et le noircissent, si leur influence continue. La même chose paraît avoir lieu dans l'œil, pour lequel toute diversité de couleur disparaît par une action continue, de telle sorte qu'il ne reste plus qu'une impression générale de lumière; comme on peut s'en assurer en fixant sans interruption un objet vivement coloré. Une expérience de M. Brewster est plus décisive encore. Si l'on regarde fixement et longtemps, à travers un prisme, le spectre résultant de la flamme d'une bougie, on voit disparaître premièrement le rouge, le vert et une partie du bleu; si l'on continue à regarder sans remuer l'œil, on voit disparaître ensuite le jaune, qui se change en bleu; de manière qu'au lieu d'avoir toutes les couleurs prismatiques, on n'aperçoit plus qu'une image de la flamme, allongée et uniformément blanche. Pour faire réussir cette curieuse expérience, il suffit de soulever avec la main la paupière supérieure, pour l'empêcher de s'abaisser. A-t-on, après une demi-minute de temps, obtenu l'image blanche, et laisse-t-on retomber la paupière, en rouvrant l'œil tout de suite on voit paraître un moment le spectre avec sa couleur, mais il cède rapidement la place à l'image blanche. Là donc un seul et même effet produit toutes les couleurs du spectre; c'est exactement ce qui se présente sur la plaque d'argent iodée.

Le temps pendant lequel les plaques d'argent doivent rester dans la chambre obscure correspond à celui dont la rétine a besoin pour arriver à cet état normal où les couleurs ne se distinguent plus; or, ces deux durées sont commensurables l'une et l'autre. Les couleurs du spectre disparaissent ordinairement après un intervalle de trente à soixante secondes, et l'on a reproduit complètement en deux minutes de temps l'image d'une flamme de chandelle; M. Draper a obtenu celle de la flamme d'un bec à gaz d'Argent en quinze secondes seulement, et toujours sans l'emploi du chlorure d'iode. Sans doute que ces temps seront plus considérables quand l'intensité de la lumière sera faible; mais alors aucune comparaison n'est possible avec la rétine, parce qu'on ne peut l'amener à l'état normal en question, en lui présentant des couleurs peu intenses.

Pour ce qui concerne la vision ordinaire et normale, on admet généralement qu'elle ne se perd pas non plus instantanément, mais

après un certain laps de temps. M. Fechner affirme que l'impression produite sur la rétine n'atteint son maximum qu'après un certain intervalle. Il est arrivé à cette conclusion en observant qu'un point noir sur un disque blanc, ou un point blanc sur un disque noir, donnent, quand les disques tournent rapidement, le premier, la sensation d'un cercle noir; le second, la sensation d'un cercle blanc. Il paraît, du reste, que la rétine ressemble encore, sous un autre rapport, aux papiers sensibles, qui sont d'abord promptement affectés, plus promptement même que l'iode de l'argent, mais qui exigent un laps de temps assez long avant de se montrer sensibles aux effets ultérieurs indiqués.

Quant aux variations dans l'impressionnabilité de l'œil, le vif éclat d'une forte lumière l'éblouit d'abord; ce n'est qu'après un temps plus ou moins long que l'œil peut voir par une lumière aussi éclatante. Il n'arrive de même qu'après un certain intervalle au maximum de sensibilité qui lui permet de voir avec une lumière très-peu intense. La continuation de la vision transforme la sensation des couleurs du spectre en la sensation d'une lumière blanche uniforme; un simple abaissement de la paupière hâte cette transformation. La pression exercée sur l'œil modifie aussi considérablement sa sensibilité. La simple pression du doigt produit la sensation de la lumière; la sensation d'un cercle de feu quand elle est très-forte la sensation des diverses couleurs quand elle est plus ou moins faible. Cette influence de la pression est restée jusqu'ici sans explication satisfaisante; on est encore à se demander pourquoi l'on n'observe rien de semblable pour les sens du goût et de l'odorat. Il est vrai qu'il se passe quelque chose d'analogue pour le sens de l'ouïe, quoique les nerfs acoustiques soient beaucoup plus difficiles à attendre; mais la sensibilité de la membrane du tympan est d'une nature tout à fait différente de celle de la rétine, et peut s'expliquer autrement.

Quand l'œil s'adapte à une certaine intensité de lumière, la pupille concourt sans aucun doute à l'effet produit, mais elle n'y concourt que dans un très-faible degré; les variations de son ouverture sont beaucoup trop petites pour pouvoir régler les variations souvent énormes de la lumière extérieure. D'ailleurs la pupille se dilate ou se contracte alors même que l'intensité de la lumière ne varie pas. En mesurant le diamètre de la pupille, Olbers trouva qu'il variait dans le rapport de 1 à 1,76 dans les circonstances où la lumière, émise par l'objet, avait conservé la même intensité.

Il faut donc expliquer autrement que par les contractions et dilatations successives de la pupille, les variations de sensibilité de la rétine. Pour arriver à cette explication, M. Moser a examiné avec le plus grand soin les effets de la lumière sur les substances sensibles à son action. Cet examen a conduit à des

decouvertes du plus grand intérêt. Nous laisserons parler ici l'auteur lui-même.

« On savait avant moi, dit-il, 1^o que si l'on écrit sur une plaque de verre avec certaines substances, puis qu'on efface les caractères formés, il suffira, pour les faire reparaître, de couvrir la plaque de son haleine; 2^o que si, après avoir mis une pièce de monnaie sur une plaque de verre, on souffle dessus, puis qu'on retire la plaque, on ne voit bientôt plus rien, mais qu'une nouvelle insufflation fait reparaître le contour de la pièce. Ces énoncés sont beaucoup trop limités; la substance avec laquelle on écrit sur le verre peut être quelconque; à la plaque de verre on peut substituer une surface polie de métal, de résine, de bois, de carton, de cuir; la surface liquide du mercure, du verre même dépoli.

« On ne peut guère douter que, dans ces expériences, la surface ne subisse des modifications réelles; et j'étais disposé à croire que ces modifications avaient pour cause des variations de température; j'ai été d'abord confirmé dans cette opinion par les expériences suivantes. Je fis chauffer une plaque de métal gravé: je la plaçai pendant une demi-minute à peu près sur une glace très-nette ou sur une plaque d'argent, et la retirai: l'insufflation mit en évidence une image bien plus parfaite; on distinguait non-seulement le contour, mais chaque lettre, chaque trait. Un corps froid imprima de la même manière son image sur une plaque dont j'avais élevé la température. Les phénomènes produits restaient d'ailleurs les mêmes, quel que fût le corps déposé sur la plaque. Je songeai alors à remplacer l'haleine chargée de vapeurs humides par d'autres vapeurs, de mercure, d'iode, de chlore, de chlorure d'iode, etc. La condensation de ces diverses vapeurs donna naissance, même dans l'obscurité, loin du contact de la lumière, à des images complètes des objets chauffés ou refroidis.

« La découverte de M. Dagnerre, qui consiste principalement dans ce fait, que, par l'action de la lumière, l'iodure d'argent est mis dans un état tel qu'il condense les vapeurs de mercure, n'est donc plus un fait isolé; c'est une loi générale de la nature, qu'on peut énoncer comme il suit: Quand une surface polie ou nette est mise en contact avec un corps d'une température différente, certaines parties de cette surface acquièrent la faculté de condenser toutes sortes de vapeurs et de les fixer par adhésion. Cette faculté de condensation subsiste alors même qu'une vapeur s'est combinée avec la plaque, comme l'iode avec l'argent ou le cuivre. Ainsi, la plaque d'argent qui a été mise en contact avec le corps chaud ou froid, puis exposée aux vapeurs de l'iode, du chlorure ou du bromure d'iode, reproduit l'image de ce corps sous l'action de la lumière ou des vapeurs de mercure.

« J'avais donc cru d'abord que la formation des images dans les circonstances que je viens

d'indiquer, était due à une différence de température: cette opinion n'était pas fondée. Pour la renverser, il aurait suffi de consigner une seule des images obtenues, de remarquer que les traits les plus déliés se reproduisaient, quoiqu'ils fussent sensiblement à la même température, et que la plaque sur laquelle leur image se dessinait fut un très-bon conducteur du calorique. Pour rendre le doute même impossible, je cherchai si je ne pourrais pas obtenir des images sans l'intervention de la chaleur. Je laissai longtemps dans une chambre fermée les corps et les plaques sur lesquels l'on voulait agir; après les avoir mis en contact, j'exposai les plaques à l'action de différents vapeurs; j'obtins ainsi des images très-nettes et très-déliées. La proposition énoncée est donc encore trop restreinte, et il faut dire que toute surface touchée par un corps quelconque acquiert la faculté de reproduire l'image de ce corps par la condensation d'une vapeur quelconque, avec adhésion ou combinaison chimique. Je me borne ici au mot général condensation, qui pourrait n'être pas assez exact, me proposant d'expliquer plus tard la manière merveilleuse dont les vapeurs se comportent dans la représentation de l'objet.

« Si déjà les essais qui précèdent prouvent qu'on peut imiter les effets de la lumière par le contact, les expériences suivantes le démontreront bien plus clairement encore. Sur une plaque d'argent recouverte d'iode, au sein des ténèbres de la nuit, je plaçai une petite plaque d'agate taillée en creux, une plaque de métal gravée, une bague d'écaille; quand ensuite j'exposai la plaque aux vapeurs du mercure, je vis apparaître une bonne et distincte image des lignes de l'agate, des caractères de la plaque, de la bague, etc. Une seconde plaque iodée, et mise en contact dans les ténèbres avec les mêmes objets, fut exposée aux rayons directs du soleil, ou à la lumière diffuse: les images apparurent encore; d'autres plaques enfin, préparées de la même manière, furent présentées à l'action de la lumière à travers des verres colorés, jaunes, rouges, on obtint à peine des traits obscurs, tandis que, sous le verre violet, les images étaient très-distinctes. »

M. Moser a, en outre, prouvé que ces mêmes phénomènes se reproduisent avec des plaques de métal pur, et même avec des substances difficilement altérables, le verre, par exemple, .

Si la lumière émise par un objet quelconque exerce une action physique sur toutes les substances, et imprime sur elles une image, comment n'en serait-il pas ainsi de la rétine? La formation de l'image dans l'œil est donc un fait très naturel. On explique aussi facilement comment la sensibilité de la rétine peut varier, s'exalter, diminuer, revenir à son état normal, etc. N'y a-t-il pas plusieurs moyens de

modifier la sensibilité des plaques iodées? Ne voit-on pas cette sensibilité exaltée s'éteindre d'elle-même? M. Draper a vu des plaques sortant de la chambre obscure, et qui, pour laisser paraître l'image imprimée sur elles, n'avaient plus besoin que du contact des vapeurs, devenir insensibles à l'action du mercure quand on les avait laissées plusieurs jours dans l'obscurité; leur sensibilité exaltée s'était éteinte comme celle de la résine; seulement, comme le rayonnement nécessaire à la formation d'une image sur une plaque est beaucoup plus énergique que celui qui est nécessaire à la vision, on conçoit qu'il faille plus de temps pour neutraliser son effet, et qu'une fraction de seconde suffise pour ramener la résine à son état normal, tandis qu'une plaque exige de longues heures de repos. Et d'ailleurs la résine elle-même conserve longtemps l'image de l'objet quand il est fortement éclairé et qu'il a été longtemps fixé. L'éblouissement peut durer plusieurs jours; la résine est quelquefois même altérée, blessée d'une manière permanente.

Ajoutons que l'impressionnabilité des plaques est modifiée par des circonstances en apparence tout à fait insignifiantes. Ainsi, si on attend quelques minutes avant d'exposer aux vapeurs d'iode une plaque polie, l'ioduration exigera un temps beaucoup plus long, et la lumière agira bien plus lentement sur cette plaque, lors même qu'elle aurait été recouverte d'iode au même degré que toutes les autres.

En voyant des causes si minimes exercer une action si perturbatrice sur la sensibilité de surfaces solides, on se demandera peut-être avec étonnement, comment, par exemple, les images secondaires qui préexistent toujours dans l'œil, cet organe si délicat, ne troublent pas la vision. La pression des muscles extérieurs, dont l'effet s'étend jusqu'à la rétine, et le mouvement continu de l'œil, qui fait varier à chaque instant la position relative des fibres du système nerveux, contribuent favorablement à empêcher que l'effet des causes perturbatrices soit assez permanent pour se faire sentir. Remarquons aussi que la rétine est un épanouissement des filets nerveux, et qu'il est de la nature de la substance des nerfs de revenir facilement à son état normal.

Aux trois grandes causes de formation d'images que nous avons d'abord énumérées: le contact, l'action des vapeurs, l'influence de la lumière, il faut donc en joindre une quatrième plus convenablement agissante, le rayonnement propre de tous les corps de la nature.

Il serait important enfin d'étudier la nature limitée des modifications que subissent les substances sous l'influence de ces diverses causes, et les phénomènes physiques ou chimiques qui accompagnent ces modifications.

VITRIOL BLANC. Voyez ZINC, Sulfate.

VITRIOL (Huile de). Voyez SULFURIQUE (Acide).

VITRIOL VERT. Voyez FER, Sulfate.

VITRIOL BLEU. Voyez CUIVRE, Sulfate.

VOIX Humaine. La voix est produite par des vibrations aériennes dans cette partie du larynx qu'on appelle la *glotte* ou les *cordes vocales*. Les physiiciens et les physiologistes ont beaucoup discuté sur le mécanisme de la voix, sans être arrivés à des données certaines.

L'organe vocal est si parfait, il a des résultats si merveilleux et si divers, qu'on serait tenté de croire qu'il jouit de l'admirable privilège de se transformer incessamment en une multitude d'instruments différents. La *voix de poitrine* et la *voix de fausset* ne semblent-elles pas deux registres substitués l'un à l'autre? On a acquis la certitude qu'elles sont parfaitement distinctes, et ne sont pas la continuation immédiate l'une de l'autre. En effet, dans le voisinage du point de jonction de ces deux voix, il y a plusieurs notes que l'on peut produire également en employant chacune d'elles. Les deux voix, *pleine* et de *fausset*, offrent chacune dans leur timbre deux variétés principales, le timbre clair et le timbre sombre, ou voix blanche et voix sombre. Lorsque la voix humaine monte du grave à l'aigu, tant dans la voix de poitrine qu'avec la voix de fausset-tête, le larynx s'élève graduellement, le voile du palais est constamment abaissé. Il n'en est pas de même du timbre sombre: en montant des sons les plus graves de ce registre aux sons les plus élevés dans la voix pleine ou de poitrine, le larynx demeure constamment fixé dans sa position la plus basse, et le voile du palais est relevé. Il en est de même dans la production, en timbre sombre, de la partie la plus basse de la voix de fausset, ou de celle dont les notes peuvent être également produites avec la voix pleine; mais lorsque le chanteur passe, toujours en timbre sombre, de la partie la plus élevée de la voix du fausset à celle qui est spécialement désignée par les artistes sous le nom de *voix de tête*, le larynx monte un peu, mais bien moins qu'il ne le fait lorsque cette même voix de tête est produite par le timbre clair. On conclut de là que l'organe vocal humain peut donner les mêmes sons avec des longueurs très-différentes du tuyau vocal, par un simple changement de timbre. Les différentes longueurs de ce tuyau n'ont donc pas nécessairement sur la détermination des sons toute l'influence qui leur a été attribuée; ces différences sont constamment en rapport avec l'existence du timbre clair ou du timbre sombre de la voix.

Il existe quelquefois dans la voix humaine un registre inférieur, pour la gravité des sons, aux notes les plus basses qui peuvent être données par les basses-tailles en voix de poitrine. Ce registre, appelé *registre de contre-basse* par M. Garcia, n'a encore été observé dans son plein développement que chez quelques chanteurs employés en Russie pour le chant

religieux. Dans les sons graves de poitrine, le larynx s'abaisse au-dessous de sa position de repos; dans les sons bien plus graves du registre de contre-basse, le larynx, au contraire, est porté à la plus grande élévation possible.

Enfin, la voix humaine peut à elle seule représenter un assemblage d'instruments différents les uns des autres, et dont les modifications mystérieuses se rétablissent et se succèdent avec une célérité admirable, selon la volonté d'un chanteur exercé. Si ensuite, cessant de considérer l'organe vocal comme instrument musical, nous entrons dans la considération de tous les sons non musicaux qu'il peut produire par la variété des sons de la parole, par l'imitation de certains bruits, ou des cris de certains animaux, on ne pourra qu'être profondément étonné de la multiplicité des changements de mécanisme dont est susceptible cet organe, en apparence si simple dans sa structure.

VOLCANS. On donne ce nom aux montagnes qui vomissent, soit à des époques indéterminées, soit sans intermittence, de la fumée, des flammes, des cendres et des torrens de matières fondues et nitrifiées (laves). Ces montagnes se trouvent en général dans le voisinage des mers, ce qui a fait supposer qu'elles ont des communications souterraines avec les eaux de mer, dont le contact avec certaines matières combustibles produirait les éruptions volcaniques. Ces montagnes sont toutes de formes coniques, et ont à leur sommet une ouverture appelée *cratère*, dont l'intérieur présente une série de petits cônes comme cuboités les uns dans les autres.

VOLUME. On donne ce nom à l'espace occupé par un corps, abstraction faite de sa

masse. Pour les gaz, le mot volume est souvent synonyme d'atome. Ainsi, on dit indifféremment: Un volume d'oxygène se combine avec deux volumes d'hydrogène pour former de l'eau; ou, Un atome d'oxygène se combine avec deux atomes d'hydrogène pour former de l'eau. *Voyez* ATOMES.

On trouve le *volume atomique* d'une substance en divisant son poids atomique par son poids spécifique. Cette opération donne des nombres relatifs pour le volume atomique des divers corps. Ainsi, pour avoir l'idée du *volume atomique*, il faut considérer en même temps le poids *atomique* et la *densité*; pour arriver à la notion de la densité, il faut combiner les notions de la *masse* et du *volume*. Or, ces deux notions sont représentées en chimie: celle de la masse l'est par le poids atomique, et celle du volume par la *forme cristalline*; car un cristal est un volume régulièrement terminé. On appelle substances *isomorphes* celles dont la composition chimique est semblable, et dont la forme cristalline est la même. Deux corps isomorphes qui ont un poids atomique différent, mais dont la forme cristalline est la même, auront donc une densité différente. Puisque la densité dépend toujours de la masse renfermée sous un même volume, la densité de ces deux corps dépendra par conséquent de leur volume atomique. On peut donc résumer ces faits, en disant:

1^o Que dans les corps isomorphes les poids atomiques sont proportionnels aux densités;

2^o Que les corps isomorphes ont le même volume atomique;

3^o Que les molécules des corps isomorphes sont égales, non-seulement quant à la forme, mais aussi quant aux dimensions.

VOE. *Voyez* VIS. ON, LUNETTES.

W

WASSERGLASS. *Voyez* VERRE hydrique.

WOLFRAM. Synonyme: *Tungstène*. Minéral qui se rencontre dans plusieurs mines de plomb, de fer, de manganèse, de tantale et d'étain. En traitant à froid le wolfram pulvérisé par l'acide chlorhydrique concentré, et filtrant ensuite la liqueur à l'abri de l'air autant que possible, M. Margueritte a reconnu dans le liquide filtré toutes les propriétés des sels de fer au maximum, tandis que le tungstène restait à l'état d'oxyde bleu: $W^2 O^3$.

En soumettant le même minéral à une longue ébullition avec l'acide chlorhydrique, M. Margueritte a constaté les caractères des sels de fer au minimum, tandis que le tungstène se trouvait à l'état d'acide tungstique: WO^3 .

M. Margueritte s'est fondé sur ces deux expériences pour conclure que la première phase de l'opération fournissant le tungstène et le fer au degré d'oxydation où ils préexistent dans le minéral; tandis que la seconde phase représente une oxydation de l'oxyde bleu de

tungstène aux dépens du perchlorure de fer.

Le wolfram serait donc représenté par:

$W^2 O^3 + M^2 O^3$, au lieu de l'être par $WO^3 + MO$.

Ce changement de formule reposerait, comme on le voit, sur le simple transport d'un équivalent d'oxygène qui passerait sur le fer au lieu d'être fixé sur le tungstène.

M. Ebelmen (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, année 1844) a répété les expériences de M. Margueritte, et n'est pas arrivé aux mêmes résultats. Il a fait digérer du wolfram de Limoges à la température ordinaire dans un petit flacon bouché à l'émeri, qui a été rempli exactement d'acide chlorhydrique concentré, et bien dépouillé de chlore. Au bout de quarante-huit heures le wolfram était à peine attaqué; la liqueur, décantée et étendue d'eau, se troubla, laissa déposer de l'acide tungstique, et donna tous les caractères des sels de protoxyde de fer ne contenant qu'une trace de peroxyde.

Après que l'acide eut été renouvelé, le minéral montra, au bout de sept à huit jours, quelques parties colorées en bleu ; M. Ebelmen attribue cette coloration à la réduction d'une très-petite quantité d'acide tungstique par le protochlorure de fer. Il s'est, en effet, assuré par une expérience directe que cette réduction avait lieu en opérant avec des liqueurs concentrées ; lorsqu'on les étend d'eau la réduction ne s'effectue pas.

Les expériences de M. Ebelmen et de M. Marguerite, contradictoires au premier abord, s'expliqueraient peut-être par la concentration variable de l'acide chlorhydrique, et par les différentes proportions dans lesquelles l'acide tungstique et l'oxyde de fer se trouvent l'un par rapport à l'autre. Le protochlorure de fer ne réduirait pas l'acide tungstique en présence de l'acide chlorhydrique affaibli, tandis que le

même sel produirait de l'oxyde bleu de tungstène et du perchlorure de fer, si l'acide chlorhydrique était concentré.

Dans tous les cas, le passage de l'oxygène de l'un à l'autre métal, dans des circonstances aussi délicates, paraît peu propre à établir la constitution du wolfram ; la présence d'une petite quantité de chaux et de magnésie dans ce minéral, reconnue par M. Ebelmen, constitue au contraire, ainsi que le fait remarquer ce dernier chimiste, un fait entièrement inexplicable, si l'on admet la formule proposée par M. Marguerite.

VOLKONSKOÏTE. Minéral d'un beau vert d'herbe, disséminé en vesicules dans du grès. Il est composé d'oxyde de chrome, de peroxyde de fer, de manganèse, de silice et d'eau. On le rencontre dans le gouvernement de Perm en Sibirie.

X

XANTHILE. Corps oléagineux, découvert par M. Zeise dans les produits liquides de la distillation sèche du xanthate de potasse. A l'état pur, il est incolore, d'une odeur très-pénétrante, désagréable, mais pas à beaucoup près comme celle du mercaptan. Il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'éther et dans l'alcool ; il entre en ébullition à 150° ; sa densité, comparée à celle de l'eau, est 0,894. La densité de sa vapeur, déduite de l'expérience, est 3,564.

M. Couerbe lui assigne la formule $C_4 H^5 O^3$.

XANTHINE. Synonyme : *Oxyde xanthique*. Ce produit a été découvert par Marcet dans les sécrétions morbides (calculs urinaires) de l'homme. Mais comme il ne se rencontre chez l'homme qu'en très-petite quantité et seulement dans certaines circonstances, son étude a été fort incomplète jusqu'à ce qu'on eût rencontré la xanthine, en quantité suffisante, dans le guano. C'est sur la xanthine extraite du guano que M. Unger (*Annalen von Poggendorff*, année 1843) a établi les recherches les plus récentes. Pour l'obtenir, on traite le guano avec un lait de chaux étendu, jusqu'à ce que la liqueur soit légèrement colorée en vert par l'ébullition ; puis on la filtre et on la neutralise par l'acide chlorhydrique. Au bout de quelques heures toute la xanthine, accompagnée d'une quantité à peu près égale d'acide urique, se dépose avec une couleur de chair. En traitant le mélange par l'acide chlorhydrique bouillant, on ne dissout que la xanthine, qui, par le refroidissement, se dépose à l'état de chlorhydrate de xanthine cristallisé. En décomposant ce sel par l'ammoniaque, on obtient la xanthine pure. Le guano en donne ainsi environ 3/8 de son poids.

La xanthine est un produit d'un jaune très-clair, cristallin, et peut être chauffée jusqu'à

220° sans perdre de son poids. Elle renferme en 100 parties :

Carbone,	59,33
Hydrogène,	5,42
Azote,	46,19
Oxygène,	10,31.

De là sa formule : $C^5 H^5 N^5 O$.

La xanthine se combine très-bien avec les acides forts ; elle s'échauffe considérablement avec l'acide sulfurique. Mais ces combinaisons ne sont pas très-stables. Ainsi, le *sulfate de xanthine*, traité par un excès d'eau, perd son acide, et se réduit en hydrate de xanthine blanche, pulvérulente. Le *chlorhydrate de xanthine* perd tout son acide à un peu au-dessus de 100°, et l'acétate le perd déjà au-dessous de cette température.

La potasse et la soude dissolvent la xanthine plus facilement que ne le font les acides. Les hydrates de chaux et de baryte n'en dissolvent qu'une très-petite quantité, même par l'ébullition. La xanthine se combine très-facilement avec les sels métalliques, le perchlorure de platine, les sels argentiques et mercuriels.

Chlorhydrate neutre de xanthine. Formule : NO , CIII. La xanthine absorbe le gaz acide chlorhydrique, se gonfle avec une légère élévation de température, pendant qu'elle augmente de la moitié de son poids. Un courant d'air sec peut déplacer l'acide déjà à la température ordinaire.

Chlorhydrate de xanthine basique. Ce produit se forme par l'exposition du sel précédent à l'air, ou en le chauffant jusqu'à 100°. Formule : $2 NO$, CIII. La chaleur expulse tout l'acide chlorhydrique.

En faisant bouillir la xanthine avec l'acide chlorhydrique concentré, on obtient un sel basique, cristallisé en aiguilles d'un jaune

clair, ayant pour composition : 3 XO, ClH + 7 HO.

Sulfate de xanthine basique hydraté. Pour obtenir, ce sel on ajoute de l'acide sulfurique à la xanthine jusqu'à dissolution complète. La liqueur très-acide est étendue par l'eau bouillante, et le sel se dépose sous forme de cristaux très-longs, jaunâtres. Ces cristaux doivent être lavés, non dans l'eau, mais dans l'alcool peu concentré. Formule : 2 XO, SO³, HO + 2 HO. Traité par une grande quantité d'eau, ce sel se décompose en acide sulfurique et en hydrate de xanthine insoluble, qui ne laisse pas dégager toute son eau à 100°.

Nitrate de xanthine basique. Formule : 5 XO, 2 NO⁵ + 6 HO. Il se présente sous la forme de cristaux aciculaires brillants d'un jaune clair, très-altérables à l'air, et perdant tout l'acide par la chaleur.

Tartrate de xanthine basique. Formule : 5 XO 2 T + 4 HO. Il cristallise dans une solution très-étendue, sous forme de mamelons jaunes, qui peuvent être desséchés jusqu'à 120° sans perdre de leur poids.

XANTHIQUE (Acide). Synonyme : *Bisulfocarbonate d'oxyde d'éthyle*. Liqueur oléagineuse, découvert par M. Zeise. Il n'existe qu'en combinaison avec l'eau ou avec les oxydes métalliques. Il décompose les carbonates alcalins avec effervescence : l'alcali remplace l'eau d'hydrate, et forme un composé double (*xanthate*). Les *xanthates* métalliques sont insolubles et presque tous jaunes. Par la distillation sèche, ils donnent des produits liquides et gazeux, parmi lesquels M. Zeise a distingué une huile particulière, de couleur d'ambre, qu'il a appelée *xanthogénole*.

On obtient l'acide xanthique en humectant le sulfocarbonate double d'oxyde d'éthyle et de potasse avec de l'acide sulfurique ou chlorhydrique étendu. Formule : C⁶ H⁵ S⁴ O.

XANTHOPÉNIQUE (Acide). C'est un acide azoté, provenant de la réaction des alcalis sur l'opium. Il est caractérisé par la couleur jaune de ses sels. Une solution de potasse caustique est d'abord sans action sur l'opium ; mais bientôt celui-ci se dissout en prenant une couleur jaune et en dégageant de l'ammoniaque. En chauffant jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'ammoniaque, on obtient une solution jaune de xanthopénate et d'opiate de potasse. L'acide chlorhydrique précipite l'acide xanthopénique sous forme de flocons jaunes, qui doivent être séparés avant que l'acide opianique cristallise dans la liqueur. Par cette action de la potasse, l'opium ne perd que les trois quarts de son azote.

XANTHOPHYLLE (jaune des feuilles) (De *ξανθός*, jaune, et *φυλλον*, feuille.) Matière colorante, jaune, qui se forme, en automne, dans les feuilles de presque tous les végétaux. On l'obtient en épuisant des feuilles jaunes par l'alcool et en évaporant la solution. Le résidu jaune est mêlé d'une huile grasse et d'un stéaroptène qu'on peut enlever par l'éther ou

par la saponification. Le xanthophylle est probablement un produit d'altération du chlorophylle ou principe vert des feuilles.

XANTHOPHYLLITE. Minéral de couleur jaune, que M. Meitzendorff a trouvé composé de :

Acide silicique,	16,50
Alumine,	45,93
Chaux,	15,26
Magnésie,	19,51
Protoxyde de fer,	2,35
Soude,	0,61
Eau,	4,55

XANTHOPICRINE. Matière cristalline jaune, qui s'obtient en versant de l'ammoniaque sur la picrolichénine ; le mélange, d'abord résineux et visqueux, devient liquide, et dépose au bout de quelque temps des aiguilles plates, groupées en aigrettes jaunes, qui s'effleurissent à l'air. Ces cristaux sont solubles dans l'alcool et dans les alcalis caustiques ; chauffés à 40°, ils fondent en une masse résineuse, gluante, d'un rouge cerise intense.

XANTHURINE. Matière liquide, incolore, trouvée par M. Courbe dans les produits de distillation liquides du xanthate de plomb. Elle est incolore, d'une odeur particulière qui n'est point désagréable, d'une saveur douce à parfum d'angélique, d'un poids spécifique peu différent de celui de l'eau : il est de 1,012. M. Courbe lui assigne la formule : C⁸ H⁸ O⁴ S.

XYLITE. Synonyme : *Lignone* de L. Guclip, MM. Schweitzer et Weidmann donnent le nom de xylite à une espèce particulière d'esprit de bois (provenant d'une fabrique d'acide pyroigneux de Wallwyl en Suisse). M. Berzelius le considère comme un mélange d'hydrate d'oxyde de méthyle avec de l'acétate d'oxyde de méthyle. Soumis à la distillation avec de l'acide sulfurique, cet esprit de bois donne de l'oxalate de potasse, de l'acide sulfureux, de l'oxalate d'oxyde de méthyle, et de l'acide acétique. Formule : C⁸ H¹⁰ O⁴ (Liebig).

XYLOÏDINE. Matière blanche, pulvérulente, insipide, inodore. Elle s'obtient en broyant la fécule de pommes de terre, la sciure de bois, le linge, le coton, etc., avec de l'acide nitrique, et en précipitant par l'eau la gelée visqueuse et diaphane ainsi obtenue ; le précipité lavé et desséché constitue la xyloïdine. Elle se dissout à froid dans l'acide nitrique étendu, et donne, par l'ébullition, de l'acide oxalique sans traces d'acide muéique. Elle se dissout également dans l'acide acétique ; la solution appliquée sur du bois laisse, après la dessiccation, une couche de vernis brillant qui résiste parfaitement à l'humidité. Elle est insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans les alcalis. M. Pelouze lui assigne la formule : C⁶ H⁴ O⁴ + NO⁵. La xyloïdine a été découverte par M. Braconnot. Suivant M. Ballot (*Journal für prakt. Chemie*, année 1844), elle ne consiste pas en une substance unique : elle renferme au moins deux corps différents, dont l'un se dissout dans une solution étendue de potasse, tandis que l'autre reste insoluble.

La solution potassique, traitée par l'acide acétique, donne un précipité blanc, floconneux, en partie soluble dans une grande quantité d'eau.

M. Ballot préfère employer l'acide nitrosobitrique pour préparer la xyloïdine. Les analyses faites sur différents produits lui ont donné une quantité de carbone variable de 31,45 à 59,29 0/0; tandis que la formule admise par M. Pelouze suppose une proportion de carbone qui ne dépasserait pas 55,19.

XYLORÉTINE. En traitant par de l'alcool concentré le bois de sapin fossile, évaporant la liqueur et reprenant le résidu par de l'éther, on obtient, par l'évaporation spontanée de la liqueur éthérée, une résine blanche et

crystallisée, que M. Forchhammer nomme *xyloretine*.

La xylorétine cristallise en formes prismatiques peu distinctes; elle fond à 165°, et ne peut pas se volatiliser sans altération. Elle est incolore, insoluble dans l'eau, fort soluble dans l'alcool et l'éther. Elle a pour composition :

Carbone,	73,97
Hydrogène,	10,87
Oxygène,	10,16

Cette substance ne diffère de l'acide sylvique que par 2 at. d'hydrogène.

Traité par le potassium, la xylorétine dégage de l'hydrogène, et se combine alors avec la potasse produite.

Y

YTRIUM. Ce nom vient de *Ytterby* (en Suède). L'yttrium est un corps simple ayant l'aspect d'une poudre grise, et prenant un éclat métallique sous le brunissoir. Il ne décompose l'eau qu'entre 100° et 200°. Chauffé à l'air ou dans l'oxygène, il brûle avec un vif éclat, et se transforme en oxyde d'yttrium (*yttria*). L'yttrium s'obtient en faisant arriver des vapeurs de potassium sur la terre d'yttria; les taches grisâtres qui se produisent contiennent de l'yttrium. On l'obtient en plus grande quantité, et sous forme d'échailles noires d'un éclat métallique, lorsqu'on réduit le chlorure d'yttrium par le potassium.

Oxyde d'yttrium. Synonymes: *Ytria*, *Terre d'yttria*, *gadolinite*. L'oxyde d'yttrium est blanc, pulvérulent, insipide, incolore, et d'une densité égale à 4,8. Il jaunit à une température élevée, et se racornit comme l'alumine. L'yttria est infusible, et sans action sur les couleurs végétales. A l'état de précipité, elle attire fortement les molécules organiques suspendues dans l'air. L'yttria est probable-

ment un sesqui-oxyde $Y^2 O^3$, car elle est isomorphe avec l'oxyde de fer ($Fe^2 O^3$).

L'yttria se rencontre à Falun et à Ytterby en Suède, dans une terre particulière, découverte en 1791 par Gadolin, et appelée depuis *gadolinite*, *ytterite*, *terre d'yttria* (*Yttererde*).

Il cristallise en petits prismes transparents, de couleur améthyste. Il est efflorescent à 10°, et devient d'un blanc de lait.

Il est soluble dans 50 à 40 parties d'eau.

Il a une réaction acide, et il est très-soluble dans l'eau.

Caractères des sels d'yttria. Ces sels ont une saveur sucrée et légèrement astringente. La couleur rose de ces sels tient à la présence du manganèse et du cérium.

1° La potasse et la soude les précipitent en blanc, et un excès de précipitant ne redissout pas le précipité.

2° Le carbonate d'ammoniaque les précipite en blanc; mais un excès redissout le précipité.

3° Le cyanoferrure jaune de potassium y produit également un précipité blanc.

Z

ZÉROGARINE. Principe extractif qui existe, suivant Trommsdorff, dans le *Curcuma aromatica*.

ZÉINE. M. Graham a trouvé dans le blé de Turquie (*Zea mais*) une matière visqueuse d'un jaune de cire, à laquelle il a donné le nom de *zéine*. Bizio l'a décomposée en gliadine; zymone et en une huile grasse.

ZÉNITH. On donne ce nom au point du ciel qui est, dans la direction d'un fil de plomb, placé au-dessus de la tête de l'observateur. Le zénith est toujours éloigné de 90 degrés de tous les points de l'horizon. Le zénith est le nadir de nos antipodes, et réciproquement. Il change de place avec l'observateur.

ZÉOLITE. Minéral blanchâtre, quelquefois d'un rose pâle, contenant environ 43,922

de silice, 22,215 d'alumine, 5,902 de chaux, 23,86 d'eau, et des traces d'oxydes ferrique et manganique.

ZINC. Le nom de zinc dérive de *zinn*, nom germanique de l'étain; car la fusibilité et l'oxydabilité du zinc avaient fait autrefois confondre ce métal avec l'étain. Le zinc est un corps simple métallique, d'un blanc bleuâtre, brillant, d'une texture cristalline, à grandes lames. Fondu et refroidi lentement, il cristallise en pyramides à quatre ou à six faces. Il est un peu moins mou que le plomb et l'étain. Il grasse la lime. Il est très-dilatable. Sa dilatabilité linéaire est $\frac{1}{340}$ pour l'intervalle compris entre 0° et 100°. C'est pourquoi les barres de zinc ou les toits couverts de ce métal se gèrent facilement, et finissent par se briser

sous l'influence des variations brusques de la température. Pour remédier à cet inconvénient, il faut, autant qu'il est possible, ne point contrarier ce métal dans ses mouvements alternatifs de dilatation et de resserrement. A la température ordinaire, il ne se laisse pas travailler au marteau. A la température de 130°, il devient ductile, se laisse réduire en fils assez minces, en même temps qu'il devient malléable. A une température plus élevée encore, il perd de nouveau sa ductibilité et sa malléabilité, de manière que vers 250° ou 300, ou un peu au-dessous de la température à laquelle il fond, il devient très-cassant, et pour ainsi dire pulvérisable. A la température de 560°, il fond. Au delà de cette température, il se volatilise. C'est ce qui permet de séparer, par la distillation, le zinc des autres métaux. Le poids spécifique du zinc liquide (fondu) est 6,8. Refroidi, il s'aplatit sous le marteau, et en perdant sa texture cristalline il augmente de densité: celle-ci est alors 7,2.

Des lames minces de zinc, sous lesquelles on place une lampe à l'alcool, font entendre une série de sons qui deviennent très-distincts par le refroidissement brusque de ces lames, au moyen d'un mélange réfrigérant. Ce sont des vibrations transversales, semblables à celles que produirait sur ces lames un archet de violon. Les autres métaux n'offrent rien de semblable.

Le zinc du commerce n'est jamais parfaitement pur. Les substances étrangères qu'il peut renfermer sont: le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, le cadmium, le soufre, l'arsenic et le carbone. Il n'existe aucun moyen simple de purifier le zinc; car, quoi qu'on fasse, la distillation entraîne toujours une certaine quantité des substances étrangères que nous venons de signaler.

Voici les résultats que donne l'analyse des zincs du commerce réputés les plus purs:

Zinc d'Iserlœhe, de Silésie, de Chine.

Fer, 0,0053 — 0,0028 — 0,0150

Plomb, 0,0050 — 0,0017 — 0,030

Plombagine, 0,0001 — 0,0 traces.

Le zinc de Iserlœhe est de médiocre qualité; celui de Silésie est dur et difficile à laminier; il contient toujours du cadmium. Le zinc de Chine est inférieur à tous les zincs de l'Europe.

Ce qu'il y a de remarquable dans la purification du zinc par la distillation, c'est que le zinc le plus pur est, contrairement à ce qu'on pourrait penser, celui qui se trouve condensé le plus près du foyer; tandis que celui qui se condense dans la partie du tuyau la plus éloignée est moins pur et mêlé de beaucoup de substances étrangères.

Le zinc fondu et projeté dans l'air brûle avec une flamme d'un jaune verdâtre, accompagnée d'épaisses vapeurs blanches. Ces vapeurs sont de l'oxyde de zinc, qui se dépose sous forme de houppes soyeuses d'un très-beau

blanc; de là les noms de *fleurs de zinc*, *zink album*, *laine des philosophes*, etc. Exposé à l'air sec et exempt d'acide carbonique, le zinc ne s'altère pas et n'absorbe point d'oxygène. A l'air humide, et complètement privé d'acide carbonique, il ne s'oxyde pas davantage; mais à l'air humide ordinaire (contenant de l'acide carbonique), le zinc se recouvre bientôt, à sa surface, d'une pellicule grisâtre d'oxyde. Cette couche d'oxyde s'oppose à l'oxydation ultérieure des couches de zinc subjacentes. Le zinc s'oxyde rapidement dans l'eau, avec dégagement d'hydrogène (décomposition de l'eau). A la température de la fusion, l'action décomposante est si vive, qu'il y a explosion.

Tous les acides minéraux et même les acides organiques les plus faibles attaquent le zinc.

Action des oxydes: Si les éléments de l'acide sont peu stables, le zinc s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'acide, qui se décompose. L'acide azotique est dans ce cas. L'action a lieu à froid et avec une grande violence, lorsque l'acide est convenablement étendu d'eau. Il y a formation d'azotate d'ammoniaque (l'azote est fourni par l'acide, et l'hydrogène par l'eau), mêlé d'azotate de zinc. Si les éléments de l'acide sont, au contraire, fortement unis, le zinc s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'eau, qui se décompose. Dans ce cas, il y a dégagement d'hydrogène. Telle est l'action de l'acide sulfurique étendu. L'acide sulfurique concentré n'attaque le zinc qu'à chaud, avec dégagement d'acide sulfureux, ce qui indique la décomposition de l'acide sulfurique.

Action des hydracides: Dans ce cas, ce n'est jamais l'eau qui se décompose. L'acide seul se décompose; son radical s'unit directement au zinc, et l'hydrogène se dégage. Telle est l'action de l'acide chlorhydrique.

Le soufre se combine directement avec le zinc, par la voie sèche.

Les persulfures alealins, chauffés avec le zinc, donnent naissance à du sulfure de zinc; cette combinaison est accompagnée d'une détonation violente. Le zinc, préalablement chauffé, s'enflamme dans le chlore gazeux. Le gaz acide chlorhydrique est décomposé avec détonation par le zinc; il se produit un chlorure de zinc et de l'hydrogène. La potasse caustique et l'ammoniaque dissolvent le zinc avec dégagement d'hydrogène. Dans cette action, l'eau est décomposée, et l'oxyde de zinc qui se produit se dissout dans les alealis employés.

La grande oxydabilité de zinc rend ce métal propre à être employé comme moyen réductif par la voie sèche et par la voie humide. Le zinc précipite presque tous les métaux (à l'état métallique) de leurs combinaisons avec les acides. Il est toutefois nécessaire pour cela que les dissolutions soient bien neutres.

Les principales espèces minérales du genre *zinc* sont:

1° *L'oxyde terreux*. Il est très-rare dans la nature; d'ailleurs, exposé à l'air, il se combine avec de l'acide carbonique.

2° *Oxyde de manganésifère*. (*Brucite*.) Espèce découverte par Bruce dans la province de New-Jersey (États-Unis). La brucite, vue en masse, a une couleur rouge de sang; en poussière, elle est d'un beau rouge orangé. Elle est disséminée en grains amorphes dans la gangue. L'acier la raye facilement.

Elle est composée de 0,88 oxyde de zinc,
0,12 oxyde de manganèse.

1,00

3° *L'aluminate de zinc* (*spinelle zincifère*, *gahnite*, *automalite*). Cristallisé en octaèdres réguliers, il se trouve à Fahlun en Suède, et dans la province de New-Jersey. Il est d'un vert grisâtre foncé, et raye le quartz.

4° *Blende* (*sulfure de zinc*). Ce minéral n'est pas rare, et se rencontre dans presque tous les terrains. On le trouve à Vienne (Isère), à Bagnères de Luchon, à l'Argentière (Ardèche), à Cogolin (Var), à Canadado (Amérique méridionale). Sa couleur varie depuis le jaune et le vert, jusqu'au brun et au noir. Il est dur et fragile. Il accompagne presque toujours d'autres sulfures métalliques, et particulièrement les sulfures de fer, de cuivre et de cadmium.

5° *Calamine électrique* (silicate hydraté). Il accompagne souvent le carbonate de zinc anhydre.

Ce minéral est d'un blanc grisâtre quelquefois transparent et incolore. Exposé à la chaleur, il devient fortement électrique. On en trouve à New-Jersey (Kecting), près de Limbourg, entre Liège et Aix-la-Chapelle (simple anhydre de la Vieille-Montagne), en Brisgau, à Tunis, en Sibérie, dans les monts Ourals, etc.

Les minerais de zinc le plus ordinairement employés pour en extraire le métal, sont la *calamine* et la *blende*. On calcine la calamine, pour en chasser l'acide carbonique. Cette calcination préalable n'est point absolument nécessaire. Pour la blende, le grillage ou la calcination est absolument nécessaire. Par là, on chasse le soufre en transformant le sulfure en oxyde de zinc, qu'on traite ensuite comme la calamine. Après avoir calciné les minerais, on les réduit en poudre impalpable; et après les avoir mêlés avec de la poussière de charbon, on les expose, dans des tuyaux de terre, à la température blanche. L'oxyde de zinc se réduit, et le métal se volatilise pour venir se condenser dans des tuyaux disposés en guise de récipients; on a pour résidu de la silice, du fer, du plomb et d'autres substances non volatiles. Lorsqu'on traite, dans les hauts fourneaux, des minerais de fer riches en oxyde ou en sulfure de zinc, tout le zinc n'est pas entraîné par les gaz et les autres matières

volatiles: une grande partie se dépose sur la paroi de la cheminée du fourneau. Ce dépôt devient quelquefois si considérable qu'il finirait par obstruer le fourneau, si l'on n'avait pas soin de le détacher de temps en temps avec des ringards. Ces dépôts, connus depuis la plus haute antiquité, portent le nom de *cadmies*. Ils sont plus riches en zinc que les meilleurs minerais.

Le zinc métallique était autrefois importé de la Chine en Europe.

Ce n'est que vers le milieu du siècle dernier que les Européens l'ont retiré de la *calamine*, minéral depuis longtemps connu des anciens.

Formule du zinc: $Zn = 406,391$

M. Favre a essayé de déterminer l'équivalent du zinc en étudiant d'une part l'oxalate neutre fourni par ce métal, et d'autre part en convertissant en eau l'hydrogène produit par une quantité déterminée de zinc au contact de l'eau et de l'acide sulfurique. La première méthode a fourni pour l'équivalent du zinc 412,62; la seconde, 412,16. L'équivalent de l'hydrogène, multiplié par 55, donne 412,30.

Oxydes de zinc. On connaît deux oxydes de zinc:

1° Le protoxyde de zinc. C'est le plus important. 2° Le peroxyde, formé par l'eau oxygénée. Il est sans importance.

Le troisième oxyde, admis par Berzelius, est appelé *sous-oxyde*. Ce n'est point un véritable oxyde; c'est un mélange de protoxyde et de zinc métallique.

Protoxyde. Synonymes: *Fleurs de zinc*, *Nihil album*, *lana philosophica*, *Pompholix*. Il est blanc, pulvérulent, doux au toucher, inodore, insipide, et insoluble dans l'eau. Il est infusible et complètement fixe. Lorsqu'on brûle le zinc à l'air, cet oxyde se répand sous la forme d'une espèce de neige; mais ce n'est pas là une véritable volatilisation, c'est un simple déplacement mécanique: l'oxyde est entraîné, comme le noir de fumée, par des courants d'air. Chauffé à une température élevée, il devient d'un beau jaune. Il redeint blanc à mesure qu'il se refroidit. Récemment préparé, il est phosphorescent, et luit, pendant quelque temps, dans l'obscurité. A l'état d'hydrate obtenu par voie de précipitation, il est gélifacéux, et se combine facilement avec les acides pour former des sels. Il est soluble dans les alcalis caustiques. Chauffé au chalumeau avec de l'azotate de cobalt, il donne une matière verte; il absorbe l'acide carbonique de l'air, pour se transformer en carbonate.

La quantité de zinc qui se combine avec 100 d'oxygène est,

406,391 (Zn),

100

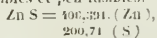
306,391 = $Zn O = 1$ équiv.
d'oxyde de zinc.

On obtient l'oxyde de zinc directement en brûlant le zinc à l'air. On l'obtient encore au

moyen de la calcination de l'azotate de zinc. Dans ce cas, il est anhydre. Lorsqu'on précipite un sel de zinc par la potasse ou par l'ammoniaque, on a de l'oxyde de zinc hydraté, qui se dissout dans un excès d'alcali. On trouve de l'oxyde de zinc dans les fentes des tuyaux servant à la fabrication du zinc.

L'oxyde de zinc est souvent employé en médecine comme anti-spasmodique, dans le traitement des maladies nerveuses. Mêlé avec parties égales de valériane et de jusquiame, il constitue les pilules de Méglin.

Sulfure de zinc (blende). Le sulfure obtenu par voie de double décomposition se présente sous forme de poussière blanche, fixe et inaltérable au feu, comme l'oxyde de zinc. Il se grille très-facilement; et si l'on continue à le brûler au contact de l'air, on a pour résidu de l'oxyde de zinc. Le sulfure, à l'état natif, est d'un jaune de soufre. Il forme des cristaux transparents, cristallisables, en tétraèdres, en octaèdres et en dodécaèdres. Il devient phosphorescent par la chaleur et par le frottement. Il peut se combiner avec presque tous les sulfures métalliques. Ces combinaisons sont très-stables et peu fusibles.



607,501 = 1 équival. de sulfure de zinc.

Le soufre et le zinc s'unissent l'un à l'autre à l'état de vapeur. Lorsqu'on chauffe un mélange de cinabre et de grenaille de zinc, il se produit une violente détonation, accompagnant la formation du sulfure de zinc. Le meilleur procédé consiste à calciner le sulfate de zinc anhydre dans un creuset brasqué. Le sulfure qu'on obtient est mêlé d'un peu d'oxyde de zinc, qu'on enlève par l'acide chlorhydrique.

Le *sélénure* de zinc est analogue au sulfure.

Chlorure de zinc. A l'état anhydre, il se présente sous la forme d'une masse grisâtre, demi-transparente, qui fond un peu au delà de 100°, et se volatilise à la chaleur rouge. Il attire fortement l'humidité de l'air, et tombe en deliquium. Ce chlorure liquide bout à une température très-élevée, et laisse déposer du chlorure de zinc hydraté, d'un aspect granuleux et cristallin. Formule: Zn Cl ou Zn Cl_2 .

Il se compose, en centièmes, de

47,65 de zinc
32,27° de chlore.

On obtient le chlorure de zinc directement, soit en brûlant le zinc dans du chlore, soit en traitant le métal par l'acide chlorhydrique.

Le *bromure* ressemble tout à fait au chlorure de zinc. Il est également très-déliquescent et volatil.

L'*iodure* est tout à fait analogue au chlorure et au bromure. Par condensation de ses vapeurs il cristallise en prismes quadrangulaires aciculaires.

Alliages. Le zinc forme des alliages impor-

tauts avec l'étain et le cuivre. (Voyez ÉTAIN et CUIVRE.)

Le plomb et le zinc s'allient facilement ensemble. L'alliage, composé de 0,33 de plomb et de 0,53 de zinc, a le même aspect que le zinc. On peut le réduire en feuilles minces, qui se brisent après deux ou trois plis.

L'alliage de zinc et d'argent est moins cassant que le précédent. Il est susceptible de se réduire en feuilles très-minces, qui peuvent être pliées un grand nombre de fois sans se briser. Cet alliage abandonne le zinc par la calcination, entraînant une quantité notable d'argent; l'argent qui reste contient toujours du zinc. Cet alliage est composé de 0,80 d'argent et de 0,20 de zinc. Les alliages que forme le zinc avec le fer et le nickel sont très-cassants. Ils n'ont aucune importance. Celui de zinc et de nickel est rouge, et prend sous le brunissoir un très-beau poli.

Sels de zinc. Les sels de zinc sont tous incolores; ils ont une saveur astringente, métallique, et excitent le vomissement.

1° La potasse, la soude, l'ammoniaque, précipitent les sels de zinc en blanc (oxyde de zinc hydraté). Le précipité est soluble dans un excès de potasse ou de soude; il est surtout soluble dans l'ammoniaque.

2° L'acide sulfhydrique ne produit aucun précipité, si le sel est un peu acide; et même si le sel est parfaitement neutre, le précipité n'est qu'incomplet. Les sels de zinc dont les acides sont de nature organique, sont précipités par l'acide sulfhydrique.

3° Les sulfures alcalins précipitent les sels de zinc immédiatement en blanc (*sulfure de zinc*); le précipité est sensiblement soluble dans un excès de sulfure alcalin, et dans l'acide chlorhydrique concentré.

4° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc (*cyanoferrure de zinc*); le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

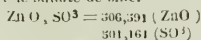
5° Le cyanoferride de potassium donne un précipité jaune (*cyanoferride de zinc*). C'est le seul précipité de zinc qui soit coloré. Tous les autres précipités sont blancs.

Calcinés avec l'azotate de cobalt, les sels de zinc donnent un produit vert. Le zinc n'est précipité de ses dissolutions par aucun métal.

Séparation des sels de zinc et des sels de fer. Le sulfure, l'azotate, etc. de zinc, contiennent presque toujours une quantité plus ou moins notable de sulfate, d'azotate, etc. de fer. Le fer existe dans le sulfate de zinc à l'état de sulfate de protoxyde de fer isomorphe, avec le sulfate de protoxyde d'oxyde de zinc; tant que le fer est au minimum d'oxydation, il n'y a pas moyen de le séparer du zinc. Or, comme le zinc ne se suroxyde pas dans les mêmes circonstances dans lesquelles le fer se suroxyde, et que le peroxyde de fer n'est plus isomorphe avec l'oxyde de zinc, il est facile d'en obtenir la séparation. A cet effet, on traite par la potasse une dissolution de sulfate de zinc

ferriqueux ; on obtient un précipité de zinc mêlé de protoxyde de fer, lequel ne tarde pas à se suroxyder. En excès de potasse redissout l'oxyde de zinc, et laisse le peroxyde de fer intact. Ce même procédé est applicable à la purification des sels de zinc manganésifères.

Sulfate. Ce sel cristallise absolument comme le sulfate de magnésie, en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, contenant 7 équivalents d'eau. Sa saveur est astringente, styptique. Il se dissout dans 4 parties d'eau froide. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond dans son eau de cristallisation. A la chaleur rouge, il perd toute son eau : il se dégage de l'acide sulfurique anhydre, de l'acide sulfureux et de l'oxygène. Calciné avec du charbon, il se convertit particulièrement en sulfure. Le sulfate de zinc n'est presque jamais pur ; il contient du sulfate de fer isomorphe avec le sulfate de zinc.



$1007,772 = 1$ équivalent de sulfate de zinc récl.

On prépare ce sel au moyen de la blende (sulfure de zinc), qui se convertit, par le grillage, en sulfate de zinc.

Le sulfate de zinc est quelquefois employé en médecine comme vomitif, et comme astringent dans des collyres, etc.

Le *seléniate de zinc* est isomorphe avec le sulfate, dont il a la composition. Préparé par voie humide, il est blanc et gélatineux. Desséché, il est grenu, blanc et léger comme de la farine. Il est très-peu soluble dans l'eau. Il est un peu plus soluble dans l'acide carbonique et dans les carbonates alcalins ; il est très-soluble dans le carbonate d'ammoniaque. Le carbonate de zinc obtenu par double décomposition n'est jamais neutre : c'est un *carbonate basique hydraté*. Il se compose de 4 équivalents d'oxyde de zinc, de 3 équivalents d'acide carbonique et de 6 équivalents d'eau (Gay-Lussac).

Il existe dans la nature un *carbonate neutre anhydre*, qu'on n'est pas encore parvenu à préparer artificiellement. Ce carbonate est connu sous le nom de calamine. Il est d'un gris jaunâtre et demi-transparent. Lorsqu'il contient du cadmium, il s'entoure d'une auréole rouge orangé, au premier coup de feu auquel on l'expose. On le rencontre communément dans les roches calcaires des terrains secondaires.

ZINGAGE. Cette opération consiste à reconvenir les métaux, et particulièrement le fer, d'une couche de zinc qui le préserve de l'oxydation. Voici comment on y procède : On décape le fer avec le plus grand soin dans des acides affaiblis, tels que les petites eaux qui proviennent de la déperuration des graines, ou les eaux factices préparées avec 9 parties d'acide sulfurique, à 66° sur 100 parties d'eau. Le temps de l'immersion varie de 12 à 24 heures, suivant le degré d'oxydation du fer ; les moindres parcelles

de l'oxyde doivent être enlevées. On nettoie et on passe rapidement les pièces à zinguer dans l'acide chlorhydrique à 13°, puis on les fait sécher complètement dans une étuve. On plonge ces pièces dans un bain de zinc en fusion. Le bain est recouvert de sel ammoniac dans l'endroit de l'immersion ; la pièce à zinguer est saupoudrée de la même substance. Une grande partie de ce sel se perd par la volatilisation. Le bain se recouvre bientôt d'une matière noire, fluide, qui aide puissamment au décapage, et qui est composée en grande partie de chlorure de zinc, mêlé d'un peu de chlorure de fer, et d'un composé insoluble de zinc et d'ammoniaque.

Le temps de l'immersion varie suivant l'épaisseur des pièces. Des tôles minces doivent passer rapidement dans le bain ; les objets massifs demanderont quelques minutes. En général, il faudra laisser l'objet plongé tant qu'il fera dégager de la vapeur. On froite les pièces refroidies dans un mélange de sciure de bois et de sable, afin de les dépouiller de la couche d'oxyde de zinc qui s'est formée, à l'aide de la chaleur, au sortir du bain. Anciennement, on enlevait cet oxyde au moyen de l'immersion de la pièce, encore très-chaude, dans de l'eau froide ; mais cette trempe rendait le fer plus aigre et plus cassant.

ZIRCONIUM. Corps simple noir, et pulvérisé. Il prend, sous le brunissoir, l'éclat métallique du fer. Sa densité n'a pas été exactement déterminée. Le zirconium s'enflamme à la chaleur rouge, et se transforme à l'air en oxyde blanc (zircone). Le zirconium est pyrophorique, comme le fer très-divisé. Il est à peine attaqué par l'acide chlorhydrique, par l'acide sulfurique et par l'eau régale. Mais l'acide fluorhydrique dissout le zirconium, même à froid, en donnant naissance à du fluorure de zirconium et à de l'hydrogène qui se dégage. On obtient le zirconium en traitant par le potassium, le fluorure double de potassium et de zirconium sec. L'eau dissout le fluorure de potassium et laisse le zirconium intact.

Formule : Zr = 419,728

Oxyde de zirconium. Synonymes : *Terre de zircon*, *Terre zirconique*, *zircon*.

La zircon a l'aspect d'une poudre blanche, rude au toucher. Elle est insipide et inodore. Sa densité est égale à 4,5. Elle n'est qu'incomplètement fusible au feu des hauts fourneaux. Au chalumeau, elle fond en un émail blanc. La zircon forme avec l'eau un hydrate contenant 12,89 pour 100 d'eau. Cet hydrate se combine avec l'acide chlorhydrique pour former du chlorure de zirconium soluble. L'acide fluorhydrique produit, avec la zircon hydratée, du fluorure de zirconium. Ces deux composés ont une saveur astringente ; l'acide y est incomplètement neutralisé. L'acide galique les précipite en jaune. La potasse les précipite en blanc ; le précipité n'est pas redissous par un excès de potasse. Le carbonate d'ammoniaque les précipite également en

blanc; le précipité (*zircon hydraté*) est soluble dans un excès de précipitant. Les sulfures solubles y produisent un précipité blanc de zircon hydraté, avec dégagement d'acide sulfhydrique (le sulfure de zirconium n'existant pas). L'oxalate d'ammoniaque ne les précipite pas.

La zircon existe en abondance dans le *zircon*, pierre de couleur variable, que l'on rencontre dans le sable de quelques rivières de Ceylan. On trouve la zircon (en petite quantité) dans la gangue de beaucoup de minéraux.

Pour préparer la zircon, on chauffe dans un creuset de platine du zircon pulvérisé, avec deux parties de potasse caustique. Il se produit un composé non déterminé de silice, de zircon, d'oxyde de fer et de potasse. On traite ce composé par de l'acide chlorhydrique, qui produit des chlorures de zirconium de fer et de potassium solubles; la silice reste insoluble. On sépare le chlorure de potassium par voie de cristallisation. Les chlorures de fer et de zirconium sont traités par du carbonate d'ammoniaque, dont un excès redissout la zircon, et laisse le carbonate de fer intact. Formule : $Zr^2 O^3$, analogue à $Al^2 O^3$.

ZODIACQUE. Zone céleste, d'environ 16 degrés de largeur, divisée en deux parties égales par l'écliptique; elle constitue l'espace où toutes les planètes peuvent apparaître. Le zodiaque est divisé en 12 parties ou *signes*, de

50 degrés chacune. On leur a donné les noms des constellations qui occupaient autrefois ces douze signes. Ces noms sont le *Bélier*, le *Taureau*, les *Gémeaux*, le *Cancer*, le *Lion*, la *Vierge*, la *Balance*, le *Scorpion*, le *Capricorne*, le *Verseau* et les *Poissons*. Les constellations n'occupent plus maintenant les mêmes places que ces signes; elles sont avancées d'à peu près 50 degrés.

ZONE. (De ζώνη, bande.) On donne ce nom à l'espace de la surface terrestre compris entre deux cercles parallèles. On a ainsi divisé la surface du globe en cinq zones principales. La *zone torride* ou *tropicale* s'étend depuis l'équateur jusqu'à 23 degrés et demi de latitude septentrionale et de latitude méridionale. Les *zones tempérées* sont au nombre de deux; l'une, dans l'hémisphère septentrional, comprend les pays situés entre le tropique du Cancer et le cercle polaire arctique; c'est la *zone tempérée septentrionale*. L'autre, située dans l'hémisphère austral, s'étend depuis le tropique du Capricorne jusqu'au cercle polaire antarctique; c'est la *zone tempérée méridionale*. Les deux *zones glaciales* sont comprises, l'une dans l'hémisphère septentrional, entre le cercle polaire arctique et le pôle nord; l'autre dans l'hémisphère austral, entre le cercle polaire antarctique et le pôle sud. La répartition de la température dans les différentes zones n'est pas uniforme; elle éprouve des variations, dont la moyenne est souvent difficile à déterminer. Voyez ISOTHERMES (Lignes).

FIN.

SUPPLÉMENT

A LA TROISIÈME ÉDITION

DU DICTIONNAIRE DE CHIMIE ET DE PHYSIQUE.

ACHILLÉINE. M. Zannon (*Annalen der Chemie*, tome LVIII, p. 21) a signalé dans *Achillea millefolium* l'existence d'un principe jaune, amorphe, soluble dans l'eau insoluble à froid dans l'alcool anhydre et dans l'éther. Il a signalé encore dans la même plante un acide solide, incolore, cristallisé en prismes quadrangulaires, qu'il appelle *acide achilléique*. Il nous manque à cet égard des données plus précises.

ACIDE CARBONIQUE. En 1855, MM. Paul-Firmin Didot et G. Barruel ont les premiers introduit avec succès l'acide carbonique dans le blanchiment des tissus ou fibres textiles au chlorure de chaux. La décomposition de ce chlorure (avec formation d'acide chlorhydrique, d'eau et de carbonate de chaux) est très-lente à l'air libre; car celui-ci ne contient, en moyenne, que 0,0004 de gaz acide carbonique. En substituant au gaz acide carbonique de l'air, celui qui émane en abondance (environ 0,07) d'un foyer de cheminée, et auquel on fait traverser, avant de se rendre dans la dissolution de chlorure de chaux, des appareils laveurs et épurateurs, ils ont obtenu une grande économie de temps, si précieux en industrie. En effet, par ce nouveau système l'opération du blanchiment se fait près de deux cents fois plus vite que par l'ancien.

AFFINAGE de l'or. M. Pettenkofer vient de publier, dans les *Comptes rendus de l'Académie des Sciences de Munich*, des observations du plus haut intérêt sur l'affinage de l'or. On sait que toutes les monnaies d'argent anciennes renferment une certaine quantité d'or. Cela tient, 1° à ce que l'argent natif contient toujours quelques proportions d'or et même de platine; 2° à ce que par l'ancien procédé, consistant dans l'emploi de l'acide nitrique (ou de départ), on ne sépare pas complète-

ment les deux métaux l'un de l'autre. Or, depuis quelques années on avait découvert que l'acide sulfurique concentré bouillant jouit de la propriété de séparer complètement (ou le croyait du moins) l'or en dissolvant l'argent. C'est ce qui fit que dans presque toutes les entrées d'Europe on entreprit la refonte des anciennes monnaies d'argent. Eh bien, M. Pettenkofer vient de démontrer que tout l'or n'est pas séparé, et que le résidu obtenu par le traitement au moyen de l'acide sulfurique, et que l'on regardait comme de l'or parfaitement pur, renferme encore au moins *trois centièmes d'argent*. Cet argent s'y trouve dans un état allotropique particulier; comme l'or, il n'est attaqué ni par l'acide sulfurique bouillant ni par l'acide nitrique; bien plus, il résiste à l'action du soufre et du chlore, qui attaquent l'or. Il se trouve ainsi combiné avec l'or à l'état de régule; c'est donc un alliage dans lequel l'argent a pour ainsi dire changé de nature. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que cet alliage renferme presque constamment une certaine quantité de platine. M. Pettenkofer en représente ainsi la composition:

Or,	97,0
Argent,	2,8
Platine,	0,2

De ces observations intéressantes nous tirons cet enseignement philosophique, qu'il est refusé à l'homme de se procurer des corps d'une pureté absolue. A chaque moment le chimiste est mis à même de se convaincre de cette vérité. En terminant sa note, M. Pettenkofer recommande l'emploi du sulfate acide de soude, à la place de l'acide sulfurique, pour séparer l'or de l'argent.

AIR. M. Lassaigue (*Journal de chimie médicale*, 3^e série, tome II, p. 477) évalue à

17 litres 76 la quantité d'acide carbonique exhalé par chaque individu dans l'espace d'une heure, ce qui représente une combustion de 8 gr. 96 de carbone. De ses recherches sur la composition de l'air à différentes hauteurs dans une salle close il a tiré les conclusions suivantes : 1° dans les endroits où l'air est confiné et a servi pendant un certain temps à la respiration sans être renouvelé, la proportion d'acide carbonique exhalé ne se trouve pas exclusivement dans les régions inférieures, ainsi que l'ont admis certains auteurs; 2° conformément aux lois de la physique, et ainsi que l'expérience le sanctionne, l'acide carbonique se trouve à peu près répandu dans toute la masse de l'air qui a servi à la respiration d'un certain nombre de personnes; 3° les légères différences remarquées à cet égard tendraient plutôt à faire admettre que la proportion d'acide carbonique est un peu plus élevée dans les régions supérieures d'un air limité, ainsi que le résultat des expériences l'établit, si ces différences ne entraient pas dans les erreurs possibles sur la détermination des volumes des éléments gazeux de l'air atmosphérique; 4° les notions que fournissent les expériences démontrent combien sont erronées certaines théories établies sur les moyens de ventilation mis en pratique; elles indiquent qu'il importe de renouveler toute la masse d'air dans les lieux où il existe de grandes réunions d'hommes, afin de chasser la portion d'air vicié produite par l'acte de la respiration; 5° les grands appareils de ventilation et de chauffage exécutés aujourd'hui dans plusieurs édifices publics de la capitale agissent donc en renouvelant plus ou moins promptement toute la masse d'air renfermée dans leur capacité, et non en extrayant la portion d'air altéré qu'on supposait se rassembler dans les régions inférieures froides; 6° le malaise qu'on éprouve en respirant l'air qui occupe les régions supérieures des salles de spectacle ou de réunion mal ventilées est dû surtout à la grande raréfaction de l'air par la chaleur. Cette cause rend plus rapides et plus amples les mouvements respiratoires, et fait naître un ordre de phénomènes physiologiques différents de ceux de l'état normal.

ALCOOL (*Production artificielle de l'*). On sait que l'alcool, chauffé avec l'acide sulfurique, se décompose en eau (qui absorbe l'acide sulfurique) et en gaz hydrogène bicarboné ou gaz oléifiant (base du gaz d'éclairage) qui se dégage. C'est par une opération inverse que M. Bertholot est parvenu à reproduire l'alcool. Voici son procédé: on remplit de gaz oléifiant pur un grand ballon vide de 51 à 32 litres; on y verse en plusieurs fois 900 grammes d'acide sulfurique pur et bouilli, puis quelques kilogrammes de mercure, et on soumet le tout à une agitation violente et continue, pendant laquelle le gaz oléifiant s'absorbe graduellement. Après cinquante-

trois mille secousses, 30 litres de gaz se trouvent absorbés dans l'opération décrite par l'auteur. Il ajoute à l'acide sulfurique (ainsi chargé de gaz) 5 à 6 volumes d'eau, et le soumet à la distillation. Par des distillations répétées et des séparations successives à l'aide du carbonate de potasse, il obtint finalement 45 grammes d'alcool absolu. Ce poids représente les trois quarts du gaz oléifiant absorbé. (*Comptes rendus des séances de l'Académie*, 15 janvier 1855.)

ALUMINE. M. Nesbitt (*Philosophical Magazine*, vol. XXIX, p. 145) a fait connaître un nouveau procédé pour séparer l'alumine des matières où elle se trouve: on attaque les substances à analyser par l'acide acétique et l'acétate d'ammoniaque, et on précipite l'alumine et le fer qui l'accompagnent par une quantité suffisante de phosphate de soude; on traite ensuite le précipité par une solution de potasse caustique pure, et on porte le tout à l'ébullition: l'alumine se dissout, et doit être de nouveau précipitée par de l'acide acétique, additionné d'ammoniaque.

ALUMINIUM. M. Sainte-Claire Deville est parvenu, sur quelques données de H. Rose, à obtenir l'aluminium (métal de l'argile pure) en grande quantité et à un prix comparativement assez peu élevé pour qu'on ait songé à l'exploiter industriellement. Ce métal a tout à fait l'aspect et la blancheur de l'argent, l'inoxydabilité de l'or dans les conditions atmosphériques ordinaires. Il est très-malleable, ductile, d'une grande sonorité; enfin il joint de toutes les propriétés que l'on recherche ordinairement dans les métaux. Il s'altère cependant rapidement au contact de l'eau tenant en dissolution des chlorures; ce qui sera un grave inconvénient dans le cas où l'on voudrait l'employer à la fabrication des fourchettes, des cuillers, etc. Voici comment l'aluminium s'obtient: la kryolite, minéral que l'on exporte depuis peu abondamment du Groënland, est un fluorure double d'aluminium et de sodium (Al_2F_6 , 3 (Na, F)). On met dans un creuset de porcelaine des couches alternatives de sodium et de kryolite pulvérisés et mélangés avec un peu de sel. On introduit le creuset de porcelaine dans un creuset de terre, et on chauffe au rouge vif jusqu'à fusion complète. On brasse la matière avec un agitateur en terre cuite, et on laisse refroidir: tout l'aluminium se trouve rassemblé en un seul caillot au fond de la masse refroidie; il contient du silicium si l'on opère dans un vase de porcelaine, et du fer si l'on opère dans un creuset de fer. (*Annales de Chimie et de Physique*, nov. 1855.) Pour hâter la séparation complète de l'aluminium, M. Sainte-Claire Deville ajoute au mélange un peu de fluorure de calcium. On obtient le même résultat en mélangeant de l'alumine et du fluorure de sodium qu'on arrose avec de l'acide fluorhydrique concentré; la masse s'échauffe, ou la sèche, en la foule, et on peut en extraire de l'aluminium. (*Voy. Comptes*

rendus de l'Académie des Sciences, 10 décembre 1855; et Rapport de M. Dumas, *ibid.*, 1856. M. Debray a constaté depuis que l'aluminium s'allie avec la plupart des métaux. Ces alliages, qui s'effectuent d'ordinaire avec un vif dégagement de chaleur et de lumière, sont parfaitement homogènes et d'un travail régulier: l'alliage de 10 parties d'aluminium et de 90 parties de cuivre possède une dureté supérieure à celle du bronze ordinaire, et se travaille à chaud avec plus de facilité que le meilleur fer doux.

AMIDON. M. Krocker (*Analen der Chemie*, tome LVIII, p. 212) in lique un procédé commode pour évaluer les quantités d'amidon contenues dans les substances amylacées. Ce procédé consiste à peser 3 à 6 grammes de matière qu'on dilue dans l'eau; et on y ajoute environ 15 gouttes d'acide sulfurique (forme avec 1 partie d'acide monohydraté et 5 parties d'eau). On fait ensuite bouillir le mélange jusqu'à ce que l'acide cesse d'indiquer la présence de l'amidon, et on l'évapore à consistance sirupeuse; on neutralise l'acide sulfurique par du tartrate de potasse, qui forme de la crème de tartre, propre à stimuler la fermentation; on ajoute enfin 26 grammes de ferment frais, après s'être préalablement assuré de la proportion d'acide carbonique fournie par une quantité donnée de ce ferment. Les matières étant desséchées à 100°, M. Krocker est parvenu à constater que les haricots renferment, terme moyen, 33 pour 100 d'amidon; les lentilles, 46 pour 100; la farine de froment, 65 pour 100; le seigle, 45 pour 100; l'avoine, 36 pour 100; l'orge, 33 pour 100; la farine de maïs, 77 pour 100; les pommes de terre, 33 pour 100; les betteraves 12 pour 100.

M. Redwood (*Repertorium für die Pharmacie*, tome XXIX, p. 85) distingue l'amidon de froment de l'amidon de pommes de terre par la réaction suivante: l'amidon de froment broyé avec de l'eau donne un liquide qui après la filtration ne se colore pas en bleu par la teinture d'iode, mais en jaune ou rouge pâle; l'amidon de pommes de terre, traité de la même manière, donne un liquide qui se colore en bleu.

On a souvent signalé la presque identité de composition de l'amidon avec le ligneux ou cellulose, qui forme les parois des cellules ou cellules végétaux. M. Harting (*Journal für prakt. Chemie*, tome XXXVII, p. 329) vient d'indiquer un réaction précieuse pour distinguer ces deux corps entre eux: lorsqu'on traite le ligneux par un mélange de teinture d'iode et d'acide sulfurique (5 parties d'acide mêlées à 1 p. d'eau), on obtient une coloration bleue, qu'il ne faut pas confondre avec celle de l'amidon; car le ligneux ne se colore jamais par l'iode seul, comme l'amidon.

AMMONIAQUE. M. Wackenroder propose le moyen suivant pour reconnaître de très-petites quantités d'ammoniaque: la liqueur supposée contenir de l'ammoniaque est mêlée avec de la potasse caustique, puis versée

dans un verre de montre; on recouvre ce verre sur-le-champ d'un papier blanc non collé, au milieu duquel on fait tomber quelques gouttes de sulfate de cuivre; on place une cloche de verre sur le tout. S'il y a dégagement d'ammoniaque, le papier imprégné de sel de cuivre ne tarde pas à prendre une teinte azurée.

Les expériences de M. Dumas et de M. Kuhlmann ont fait voir que l'ammoniaque humide peut être changée en acide nitrique, de même que celui-ci peut être changé en ammoniaque. Quand on dirige un courant d'eau humide mêlée d'ammoniaque sur de la craie humectée avec une solution de potasse, la température étant élevée à 100°, il se produit, au bout de quelques jours, une quantité notable de nitrate de potasse. (Dumas, *Comptes rendus de l'Académie des Sciences*, tome XXIII, p. 120.) Si l'on jette quelques fragments de salpêtre dans un mélange de zinc ou de fer et d'acide chlorhydrique faible, tout l'acide nitrique du salpêtre se transformera en ammoniaque aux dépens de l'hydrogène, dont le dégagement est par là arrêté ou ralenti. (Kuhlmann, *ibid.*, p. 1033.)

M. Peltier (*Académie des Sciences*, t. XXII, p. 376) assure avoir trouvé de sulphydrate d'ammoniaque dans les grêlons.

ASARON. En distillant avec de l'eau les racines de cabaret (*asarum europæum*) on obtient une espèce de camphre, appelée *asarou*. Ce corps se présente dans deux états différents: l'un cristallin, l'autre amorphe, produit par l'alcool bouillant. Les corps oxydants le transforment en une résine rouge incristallisable. M. Schmidt exprime la composition de l'asarou par la formule: $C^{20}H^{13}O^5$; celle du camphre est: $C^{20}H^{16}O^2$, (Erdmann et Marchand, *Journal für prakt. Chemie*, tome XXXII, p. 221.)

AZOTE. M. Ville, par un travail continué pendant plusieurs années, est parvenu à établir que 1° la quantité d'azote contenue dans les végétaux qui se sont développés dans une atmosphère stagnante, c'est-à-dire dans un air non renouvelé, ne présente au plus que l'azote des semences; en cela il partage l'opinion de Th. de Saussure et de M. Boussingault; 2° en opérant le développement des semences dans une cage vitrée plus ou moins grande, où l'air, privé d'ammoniaque, se renouvelle lentement après avoir reçu environ 2 volumes de gaz acide carbonique pour 98 volumes d'air, le résultat diffère tout à fait du précédent; car, dans le premier, le poids de la semence est celui de la récolte séchée comme 1; 1, 5, tandis que dans le second il peut être comme 1; 50, et plus (Rapport de M. Chevreul sur un travail de M. G. Ville, dont l'objet est de prouver que le gaz azote de l'air s'assimile aux végétaux, dans les *Comptes rendus de l'Académie des sciences*, 5 nov. 1855).

BADIANIQUE (Acide). Cet acide ainsi que l'acide ombellique ont été obtenus par

M. Persoz en faisant agir un mélange d'acide sulfurique et de bichromate de potasse sur les essences d'anis, de badiane et de fenouil. M. Hempel a trouvé ces acides identiques avec l'acide anisique, $C^{16} H^{17} O^5, H^O$: ils forment avec l'oxyde d'argent un composé de $C^{10} H^{17} O^5, AgO$.

BEËBERINE. L'alcali extrait de l'écorce de Beëbera a été examiné de plus près par MM. Maglagan et Thibley. C'est une masse amorphe, homogène, d'un jaune pâle, très soluble dans l'alcool, moins soluble dans l'éther et insoluble dans l'eau. Sa composition, isomérique avec celle de la morphine, est exprimée par la formule : $C^{35} H^{29} NO^6$. M. Fleitman exprime la composition de la beëberine, desséchée à 100°, par $C^{12} H^{20} NO^{11}$.

BÉZOARD. On a donné ce nom à des concrétions pierreuses qui se forment dans le tube digestif de certains animaux. Sous le rapport de leur composition chimique, on peut les diviser en trois classes : 1° bézoards de phosphate de chaux et de phosphate ammoniacomagnésien ; 2° bézoards d'acide lithofellique ; 3° bézoards d'acide bézardique. Ce dernier se présente sous la forme d'un œuf ou d'un rein à structure conchoïde et répandant une faible odeur d'ambre. Pour en extraire l'acide bézardique on dissout la masse du bézoard dans une solution médiocrement concentrée de potasse, et on fait passer dans la solution un courant d'acide carbonique qui précipite l'acide bézardique à l'état de bézardate potassique très-peu soluble. Ce sel, purifié par des cristallisations répétées, est ensuite traité par de l'acide chlorhydrique étendu, pour en séparer l'acide bézardique. C'est une poudre d'une jaune pâle, présentant de petits cristaux microscopiques, insoluble dans l'éther et un peu soluble dans l'alcool. A une haute température, l'acide bézardique se décompose sans se fondre. Traité par de l'acide sulfurique, il abandonne de l'eau, passe au jaune citron, et se dissout complètement à une douce chaleur, en prenant une couleur jaune ; on le précipite par l'eau sans altération. L'acide bézardique, séché à 200°, a pour formule $C^{14} H^{13} O^6$. D'après MM. Woehler et Merklein, il est identique avec l'acide ellagique, découvert par M. Chevreul.

BORE. La préparation de l'aluminium et du sodium en grand servira à mieux étudier tous les corps simples, tels que le magnésium, le calcium, le lithium, le strontium, etc., jusqu'ici très-imparfaitement connus. C'est ainsi que MM. Woehler et Sainte-Claire Deville viennent de compléter l'étude du bore. Ils l'ont obtenu à l'état cristallin jouissant de quelques-unes des propriétés du diamant. A cet effet, on prépare en fondant ensemble, dans un creuset de charbon, 80 grammes d'aluminium en gros morceaux et 100 grammes d'acide borique fondu en fragments. Le creuset de charbon est introduit avec de la brasse dans un creuset de plombagine de bonne

qualité, et le tout est mis dans un fourneau à vent qui puisse fondre facilement le nickel pur. On maintient la température à son maximum pendant cinq heures environ, en ayant bien soin d'enlever avec un ringard toutes les scories ou le mâchefer qui pourrait embarrasser la grille. Après le refroidissement, on casse le creuset, et on y trouve deux couches distinctes : l'une vitreuse, composée d'acide borique et d'alumine ; l'autre métallique, cavernuse, gris de fer, hérissée de petits cristaux : c'est de l'aluminium imprégné dans toute sa masse de bore cristallisé. Toute la partie métallique est traitée par une lessive de soude moyennement concentrée et bouillante, qui dissout l'aluminium, puis par de l'acide chlorhydrique bouillant, qui enlève le fer, et enfin par un mélange d'acide fluorique et d'acide nitrique pour extraire les traces de silicium que la soude aurait pu laisser mélangées avec du bore. On le sépare mécaniquement de quelques plaques d'alumine, qu'on enlèverait difficilement par un procédé chimique. Le bore ainsi préparé est translucide, coloré depuis le rouge grenat jusqu'au jaune miel par une petite quantité de carbone (environ 2 p. cent), et cristallisable en lamelles (prismes à base carrée), ayant l'éclat et presque la dureté du diamant. Le bore, à l'état graphitoïde en lamelles hexagonales, un peu rougeâtres, s'obtient en dissolvant le bore d'aluminium dans l'acide chlorhydrique. Enfin, c'est à l'état amorphe que le bore avait été découvert par MM. Thénard et Gay-Lussac. (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, 8 déc. 1856 et 16 février 1857.)

CAFÉ. M. Payen a reconnu dans le café l'existence d'un acide particulier auquel il a donné le nom d'acide chlorogénique. Cet acide s'y trouve naturellement combiné à la caféine et à de la potasse ; il est probablement identique avec l'acide caféique de M. Rochleder, qui en représente la composition par $C^{14} N^5 O^7$. Voici la composition approximative que M. Payen assigne au café :

Cellulose,	30
Eau hygroscopique,	12
Matières grasses,	10 à 13
Glucose, dextrine, acide végétal indéterminé,	15,5
Légumine, caséine (glutine?), chlorogénate de potasse et de caféine,	3,5 à 5
Matière azotée indéterminée,	3
Caféine libre,	0,8
Huile essentielle concrète insoluble,	0,001
Essence aromatique,	0,002
Substance minérales : potasse, chaux, magnésie, ac. phosphorique, sulfurique, silicique, traces de chlore,	6,697
	<hr/>
	100,000

CARBURE DE FER. (*Fonte, acier.*) On a donné le nom de carbure de fer au fer forgé, à l'acier et à la fonte, parce que le carbone s'y trouve combiné avec une certaine quantité de fer. Mais ce ne sont pas là de véritables combinaisons à proportions définies; car la quantité de carbone qui se trouve dans le fer forgé, dans l'acier et la fonte peut varier depuis 0 jusqu'à 5.93 pour 100. La limite qui sépare le fer en barre (*fer forgé*) de l'acier est souvent très peu appréciable. Le premier est converti en acier lorsque après sa trempe il fait feu au silex, et il ne présente cette propriété qu'après avoir fixé 5 millièmes de carbone. Le fer parfaitement pur de tout mélange hétérogène peut même fixer jusqu'à 6 millièmes de carbone avant d'acquiescer la dureté de l'acier. En général, plus le fer est pur, c'est-à-dire exempt de silicium, de soufre et de phosphore, plus il peut absorber de carbone pour se changer, par la trempe, en acier. Le maximum de dureté suppose la présence de 1,5 à 1,5 pour 100 de carbone. Au delà de cette limite l'acier perd les propriétés précieuses qui le font rechercher dans les arts. A 2 pour 100 de carbone, il est cassant, et ne se laisse plus travailler sous le marteau. Dans cet état l'acier pourrait recevoir le nom de fonte, s'il n'avait pas la propriété de se dilater par le froid; d'ailleurs, fondu et lentement refroidi, il ne cède pas, comme la fonte, l'excès de carbone qu'il avait fixé. Ceci n'a lieu que lorsque la proportion de carbone s'élève de 2,25 à 2,3 pour 100. (*Comptes rendus de l'Académie des Sciences de Berlin pour l'année 1837.*)

CENDRES. Le résidu salin fixe que les plantes laissent après leur combustion et qui constitue les cendres varie de composition non-seulement suivant les différentes espèces de plantes, mais encore suivant les différentes parties du même végétal. Cependant on y trouve à peu près toujours les mêmes principes minéraux qui jouent un rôle si important dans l'action des engrais. Ces principes sont : *potasse*, 8 à 25 centièmes; *soude*, 5 à 15 centièmes; *chaux*, 4 à 30 centièmes; *silice*, 1 à 30 centièmes; *magnésie*, 2 à 10 centièmes; *oxyde de fer*, 1 millième à 3 centièmes; *acide phosphorique* (combiné avec une base), 3 à 40 centièmes; *acide sulfurique* (combiné avec une base), 1 à 5 centièmes; *acide carbonique* (provenant en grande partie de la destruction des acides ou matières organiques par la combustion), 5 à 40 centièmes; *chlorure* (à l'état de chlorure alcalin), 2 millièmes à 10 centièmes; *charbon* et *sable*, 5 à 20 centièmes. (*Voy. Analyses des cendres de différents végétaux dans l'Annuaire de Chimie de MM. Milon et Reiset, année 1846.*)

CÉREALINE. M. Mège-Mouriés attribue à un principe azoté (céréaline), résidant dans le perispermie des graines de blé, la propriété d'un ferment qui permet, en modifiant l'ancien procédé de panification, de faire avec

de la farine qui jusque là ne donnait qu'un pain bis un pain très-blanc, léger, très-savoureux et sain; en même temps le ferment est plus considérable. Il facilite la fermentation par une légère addition de sucre, propre à développer de l'acide carbonique. Le mémoire que M. Mège-Mouriés a présenté à l'Académie des sciences et duquel M. Chevreul vient de publier un Rapport étendu met hors de doute que la couleur du pain bis n'est pas due à la présence du son dans la farine, mais au procédé de panification, puisque, d'après le procédé de l'auteur, on fait, d'un côté, du pain qui n'est pas bis avec de la farine contenant du son, et que, d'un autre côté, avec de la farine dépourvue de son, mais qui est panifiée par l'ancien procédé, on peut obtenir du pain bis. On avait toujours pensé, avant M. Mège-Mouriés, que le pain bis doit sa couleur au son; et, en apparence, pouvait-on l'attribuer à une autre cause lorsqu'on voyait tous les jours faire le pain bis avec de la farine contenant du son, tandis que le pain blanc provenait d'une farine qui en était dépourvue? Cependant on était dans l'erreur. (*Comptes rendus de l'Académie des sciences, 12 janvier 1837.*)

CÉRARIQUE. (*Acide.*) Corps cristallin, blanc, extrait du *vetruvia islandica*. Il a une saveur franchement amère, il n'est pas volatile et ne se dissout pas dans l'eau. Il est très-soluble dans l'alcool bouillant. Chauffé à 100°, il perd tout son eau, et sa composition se représente alors par la formule: $C^{24}H^{16}P^{15}$. Il forme avec les alcalis des sels solubles, très-amers. (Schneidermann et Kuop, *Annuaire der Chemie*, tome LV, p. 143.)

CHAMPIGNON. Les champignons doivent être rangés parmi les végétaux qui renferment le plus d'eau, c'est ce qui explique leur croissance rapide, passée en proverbe. La quantité d'azote qu'ils contiennent surpasse celle des autres plantes; elle est de 4 à 6 centièmes, tandis que les haricots n'en ont que 3 à 5 centièmes. Les cendres des champignons sont riches en phosphates. Les autres principes qui entrent dans la composition de ces cryptogames sont de la cellulose, de l'amidon et de la mannite. Cette dernière est d'ordinaire accompagnée d'une proportion faible de sucre fermentescible; c'est pourquoi *agaricus muscicola*, le *cautharellus emeticus*, etc., après avoir éprouvé la fermentation, donnent de l'alcool par la distillation. Les champignons frais exhalent beaucoup d'acide carbonique et de l'hydrogène carbone, tandis que les champignons putréfiés dégagent de l'ammoniaque. (Schlossberger et Depping, *Annuaire der Chemie*, tome LV, p. 106.)

CHAUX. La chaux accompagne la magnésie dans une multitude de combinaisons naturelles. Il importe donc de savoir les séparer exactement l'une de l'autre dans les analyses. M. Denham Smith vient, dans ce but, proposer

la méthode suivante : On dissout la chaux et la magnésie, à l'état de phosphate, dans de l'acide chlorhydrique, et on y ajoute assez d'ammoniaque pour obtenir une précipitation complète; puis on redissout le précipité mixte dans un léger excès d'acide acétique affaibli; enfin on verse l'oxalate d'ammoniaque qui précipite la chaux et laisse la magnésie en dissolution. On sépare cette dernière base par la filtration de la liqueur, et on la précipite à son tour par le phosphate de soude et d'ammoniaque. Le phosphate ammoniac-magnésien qui se produit est exempt de chaux. (*Philosophical magazine*, 3^e série, vol. XXVI, p. 125.)

CHÉLIDONIQUE (*Aride*). Acide naturel, contenu dans la grande éclaire (*Chelidonium majus*, de la famille des papavéracées). Il a de l'analogie avec l'acide méconique du pavot; il est accompagné d'acide malique et combiné à des alcaloïdes et à de la chaux. Il est le plus abondant au moment de la floraison, et se trouve alors répandu dans toutes les parties de la plante. Pour le séparer on exprime le suc de la plante, on le fait coaguler par l'ébullition, puis on y ajoute un peu d'acide nitrique et du nitrate de plomb. A la faveur de l'acide nitrique, le malate de plomb reste en dissolution, et le chélidonate seul se précipite. L'acide chélidonique cristallise en longues aiguilles incolores et soyeuses. Il perd de l'eau jusqu'à 150°, et ne commence à se décomposer que vers 225°; il devient alors d'un gris noirâtre, et dégage de l'acide carbonique pur. Il est soluble dans l'alcool, et se dissout sans altération dans les acides faibles. Sa composition est représentée par la formule : $2(C^{14}H^{12}O^{16}) + H_2O$. Il forme des sels avec 1, 2 et 3 équivalents de base (soude, baryte, oxydes de plomb et d'argent). (Lerch, *Annalen der Chemie*, t. LVII, p. 273.)

CHLORE. Un procédé nouveau et économique pour fabriquer du chlore consiste à faire passer un courant d'acide chlorhydrique, mélangé à l'air, sur de la pierre ponce chauffée au rouge; l'acide chlorhydrique doit être desreché sur des morceaux de brique imprégnés d'acide sulfurique. L'exécédant est retenu dans des vases pleins d'eau, et le chlore peut s'employer ensuite à tous les usages industriels. (*Chemical gazette of London*, 1815, n° 78.)

CHLORINGÉNIQUE (*Aride*). Voy. CAFÉ.

CIRE. M. Teschemacher (*Philosophical magazine*, 3^e série, vol. XXVIII, p. 350) a retiré des plis des feuilles d'un palmier (*Chamaerops*), en les raclant avec l'ongle, une matière cirreuse, semblable à la cire des abeilles : elle se compose, en centièmes, de 80 de myricéine et de 20 de cérine. Le *Ceroxylon andicola*, palmier très-élevé, trouvé, par M. de Humboldt à Quindiu sur les Andes, contient une cire tout à fait analogue.

COTON. M. King vient de proposer (dans la *Société des naturalistes de Bonn*) un nouveau procédé pour distinguer dans un tissu

les fils de lin des fils de coton. Ce procédé, très-simple, consiste à dépouiller d'abord le tissu de tout son apprêt, à le tremper ensuite, pendant quelques minutes dans de l'acide sulfurique anglais et à le laver dans de l'eau ou dans une liqueur faiblement alcaline. Les fils de coton se dissolvent et les fils de lin restent insolubles.

COTON-POUDRE. Synonymes : *fulmicoton*, *pyroxyline*, *coton oxygène*, *pyroxyle*, *coton nitrique*. Vers le mois d'août, M. Schenbein annonça qu'il était parvenu à communiquer au coton, sans en altérer l'aspect, toutes les propriétés de la poudre à canon. Cette annonce fit beaucoup de bruit, et presque tout les chimistes se mirent à l'œuvre pour trouver le procédé que M. Schenbein s'obstinait à tenir secret. On ne tarda pas à découvrir que la *xyloïdine*, obtenue en 1833 par M. Braconnot en faisant agir l'acide nitrique sur le coton, jouissait d'une combustibilité comparable à celle de la poudre. Voici les divers procédés qu'on a proposés pour préparer le coton-poudre.

On plonge le coton dans de l'acide nitrique concentré, on l'en retire au bout de quelques instants, on le lave à grandes eaux et on le dessèche avec la plus grande précaution. D'autres emploient, au lieu de l'acide nitrique concentré, un mélange d'acide sulfurique et d'acide nitrique; d'autres encore, un mélange d'acide sulfurique et de nitrate de potasse; d'autres enfin une dissolution bouillante de chlorate de potasse. Quant aux effets du coton ainsi préparé (auquel on peut substituer le papier, les fils de lin, de chanvre ou tout autre corps ligneux), on a démontré par des expériences balistiques qu'ils sont environ quatre fois plus considérables que ceux de la poudre ordinaire, la quantité de matière explosive employée étant la même. Le coton a, en outre, sur la poudre l'avantage de ne laisser qu'une quantité minime de résidu, et par conséquent de ne pas graisser les armes. Mais sa fabrication et sa manipulation, toujours dangereuses, pourront encore longtemps empêcher la poudre-coton de remplacer la poudre à canon ordinaire.

COUMARINE. On a donné ce nom à un corps cristallin retiré de la fève de Tonka. L'aspérule (*asperula odorata*) est une plante qu'on emploie sur les bords du Rhin pour donner au vin un bouquet agréable. Cette propriété est due à un principe aromatique, identique avec la coumarine ($C^{18}H^{17}O^4$), qu'on trouve dans la fève de Tonka. On l'obtient en faisant digérer la plante desséchée (à l'époque de la floraison) par de l'alcool concentré, et retirant l'extrait alcoolique par l'éther et l'eau bouillante. Il se dépose, par le refroidissement, une matière cristallisée en aiguilles, et possédant au plus haut degré l'odeur caustérique de l'aspérule odorante. Beaucoup d'autres plantes paraissent contenir le même principe de la fève de Tonka; telle est, entre autres,

la fleur (*anthranthum odoratum*), qui donne au vin son odeur aromatique, le menthol (*mentholus officinalis*), etc.

CRÉATINE. (De $\kappa\rho\epsilon\alpha\tau\iota\varsigma$, chair.) En opérant sur des centaines de livres de viande, M. Liebig a obtenu un corps cristallin, neutre ou indifférent, connu sous le nom de créatine, dont M. Chevreul avait déjà fait connaître les propriétés physiques. Sa composition est exprimée par la formule $C^8 N^3 H^{12} O_6$. Sous l'influence d'un acide énergique (acide chlorhydrique ou sulfurique), la créatine se transforme en un alcaloïde nouveau, auquel M. Liebig propose de donner le nom de *creatinine*. Cet alcaloïde forme avec les acides, et surtout avec le perchlore de platine, des sels cristallins d'une grande beauté. Il est bien plus soluble que la créatine dans l'eau et dans l'alcool. Sa dissolution aqueuse a une saveur caustique comme l'ammoniaque. Sa composition se représente par la formule : $C^3 N^3 H^3 O^2$.

CRÈME LACTINE. MM. Gaudin et Choumara ont donné ce nom à un liquide qui ressemble tout à fait au lait et qui en partage, en grande partie, les propriétés chimico-physiques et alimentaires. Ils préparent la crème lactine en faisant coïre dans une marmite fermée, sous la pression de 3 ou 4 atmosphères, par conséquent à la température de 150 degrés environ, de la viande avec des os à moelle et surtout ces derniers, en ayant soin de faire dissiper l'odeur de viande par l'ouverture partielle d'un robinet de petit calibre qui est établi sur le couvercle de la marmite; on ajoute à la viande et aux os des légumes sucrés, tels que panais, betterave, etc., et un peu de sel au besoin, une très-petite quantité de beurre très-frais avec un peu de graisse de bœuf et de veau. Au bout de quelques heures le lait se produit en ouvrant le robinet en entier, et la marmite n'étant qu'à moitié pleine de liquide: par suite de l'évaporation et en raison de la haute température du liquide, l'issue de la vapeur devenant libre, celui-ci subit une ébullition tumultueuse qui le fait monter rapidement jusqu'au sommet de la marmite ou, rencontrant l'ouverture du robinet, il sort par cette voie avec violence sous l'apparence de lait. Ainsi le lait se produit à la sortie même du robinet et jamais en dedans de la marmite. Car on ne trouve jamais de globules lactiformes dans le liquide qui reste dans la marmite.

CUIVRE. M. le duc de Leuchtenberg (*Bulletin de l'Académie de Saint-Petersbourg*) a trouvé qu'on obtient un précipité noir en décomposant le sulfate de cuivre par un courant galvanique. Ce précipité renferme de l'arsenic et du sélénium, qui proviennent non pas du cuivre, mais de l'acide sulfurique. En outre, l'or et le platine accompagnent constamment le cuivre dans ses minerais. C'est pourquoi ce dernier n'est jamais exempt des trois premiers métaux, qu'elles que soient les opérations auxquelles on l'aïl soumis.

DIAMANT. Les géologues ne s'accordent pas encore sur l'origine ou la formation naturelle du diamant. Selon les plutonistes, il accompagne la métamorphose du schiste bitumineux et chloriteux en itacolumite. Au moment où cette roche (composée principalement de silice, de magnésie et de fer) se forme à une température élevée et sous une forte pression le schiste abandonne son bitume, qui fournira le carbone nécessaire à la production du diamant. Suivant les neptuniens, le diamant proviendrait de la réduction lente des matières organiques par l'oxyde de fer et des sulfates: ce serait du carbone cristallisé à l'état naissant. — M. Gaudin vient d'obtenir, pendant la préparation du saphir blanc dans un creuset brasqué, une poudre impalpable qui raye le diamant. Cet habile expérimentateur paraît être sur la voie de la découverte de ce précieux gemme à l'aide de moyens chimiques.

DIAMANT (Imitation de). Les faux brillants et faux diamants ont pour composition :

Silice,	38,7
Oxyde de plomb,	53,0
Potasse et soude,	8,5
Alun et oxyde de fer,	traces
	100,0

DIDYME. Corps simple qui accompagne le cérium et le lanthane dans la célite. Il en fut pour la première fois séparé par Mosander. — D'après les travaux récents de M. Deville, le didyme paraît devoir être rayé de la liste des corps simples.

EAU DE MER. M. Lewy (*Annales de Chimie et de Physique*, tom. XVII, p. 53) a constaté que l'eau de l'Océan (recueillie aux environs de Caen) renferme moins de gaz que l'eau de nos fleuves. Ainsi, tandis que l'eau de la Seine fournit, par chaque litre, environ 40 centimètres cubes de gaz, l'eau de l'Océan n'en donne que 20 centimètres cubes, le même moyen. C'est un résultat que la présence des sels en dissolution permettait de prévoir, car on sait que la plupart des corps solides qui se dissolvent dans l'eau diminuent le coefficient de solubilité des gaz dont elle peut se charger. Dans l'eau de l'Océan on trouve par litre, en moyenne :

	matin,	soir,	
Gaz acide carb.,	3,4	2,9	cent. cub.
Gaz oxygène	5,4	6,0	
Gaz azote,	11,0	11,6	
	19,8	20,5	

Ainsi, par suite de l'action des animaux ou des plantes que l'Océan renferme, l'acide carbonique augmente pendant la nuit, et l'oxygène, au contraire, pendant le jour. En moyenne, l'eau de l'Océan contient aussi, en quantité assez constante, de l'hydrogène sulfuré, apprécié au moyen du sulfhydromètre de M. Du-

pasquier, elle s'élève le matin à 0,50 et le soir à 0,52 centimètres cubes. Ce gaz est dû, suivant M. Lewy, principalement à l'influence des moulés.

EAUX potables. Dans un travail que M. Deville a publié récemment sur les eaux potables, on remarque les données suivantes : la silice (à l'état de silicate de potasse) est un élément constant qui existe en quantité considérable dans les eaux employées comme boisson. Ce fait pourrait expliquer l'action fertilisante de l'eau qui se répand sur les prairies, dont les graminées renferment une grande quantité de silicate de potasse. L'eau pure, ou du moins privée de toute matière colorante étrangère, est bleue; car l'eau du lac de Genève, par exemple, évaporée en grande quantité, ne donne aucune trace de résidu jaune ou coloré (acides créniques de M. Berzelius). Les eaux vertes donnent, par l'évaporation, une petite quantité de matière jaune qui, par son mélange avec la couleur bleue primitive, produit la coloration verte. Enfin, dans les eaux jaunes le dépôt obtenu par l'évaporation est tellement coloré qu'il paraît presque noir.

ESSENCES. On sait que l'huile essentielle de mentarde n'existe pas toute faite dans la plante, mais qu'elle est un résultat de l'action de l'eau. M. Pless (*Annalen der Chemie*, tome LXV, II, p. 56) s'est assuré qu'il en est de même pour les essences retirées d'autres crucifères, telles que *thlaspi arvense*, *iberis anara*, *capsella bursa pastoris*, *raphanus raphanistrum*, *sisymbrium officinale*, *lepidium rudorata*, *L. sativum*, *L. campestre*, *raphanus sativa*, *brassica napus*, *cheiranthus annuus*.

ESSENCE D'ANDROPOGON DES INDES. M. Stenhouse (*Philosophical magazine*, 5^e série, vol. XXV, p. 201) a extrait de l'*andropogon isaracusa* une huile verte dont l'odeur rappelle celle de l'essence des roses. Sa saveur, piquante et agréable, est analogue à celle de l'essence de citron. Mêlée avec de l'eau, et soumise à la distillation, elle donne, comme résidu, à peu près la moitié de son volume d'une résine fluide. Traitée par le sodium, elle fournit un hydrogène carboné, C⁵ H⁴, isomère de l'essence de térébenthine.

ESSENCE DE MONARDA. L'huile essentielle extraite par M. Arppe du *monarda punctata*, se compose d'un stéaroptène et d'un éleoptène. Celui-ci est un liquide orange, d'une odeur de thym, bouillant à 224°; il absorbe facilement l'oxygène en se transformant en une résine brune. Le stéaroptène présente de gros cristaux blancs, fusibles à 43°.

ESSENCE DE PIN. Quand on fait bouillir longtemps les feuilles du *pinus sylvestris* avec de l'eau, il se forme à la surface du liquide une couche d'huile d'un jaune verdâtre, d'une odeur aromatique agréable, qui rappelle celle de l'huile de lavande. Sa densité est de 0,883 à 12°. Elle est soluble dans l'alcool et l'éther; elle bout à 100°, en fournissant d'abord une huile incolore, puis une huile jaune, et

laisse enfin un résidu résineux. L'huile incolore qui passe la première à la distillation est isomérique avec l'essence de térébenthine; elle ne donne que peu de camphre artificiel. (Hagen, *Annalen v. Poggendorff*, tome LXIII, p. 371.)

ESSENCE D'ESTRAGON. Cette essence est, d'après M. Gerhardt, identique avec l'essence d'anis, quant à sa composition chimique, représentée par C²⁰ H¹² O². (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, tom XX, p. 1440.)

EUUDIOMÈTRE (Nouvel). Grove avait déjà eu l'idée d'employer la pile à gaz pour mesurer les quantités d'oxygène contenues dans l'air. Le procédé est des plus simples: il consiste à remplir l'un des tubes du couple avec de l'air atmosphérique, et l'autre d'hydrogène. L'absorption, qui au bout de deux jours est complètement terminée, donne exactement 21 pour 100 d'oxygène. M. Poggendorff propose un moyen encore plus simple: on prend une lamelle de platine, et on y fixe, au moyen d'un fil de cuivre ou de platine, une lamelle de cuivre; puis on a un tube gradué, qu'on renverse, plein d'une quantité d'air mesuré, sur de l'acide sulfurique étendu; enfin, on introduit dans ce tube le petit appareil, de telle façon, que la lamelle de cuivre reste plongée dans l'acide, tandis que la lamelle de platine est maintenue dans l'air. On a ainsi une faible pile galvanique, qui, à la vérité, ne décompose pas l'eau d'une manière visible, mais qui suffit pour recouvrir la platine, en tant qu'il est mouillé, d'une mince couche d'hydrogène, qui, par une action catalytique, se combine avec l'oxygène de l'air. Dans une expérience, 40 mesures d'air perdirent, au bout de trente heures, 24 mesures d'oxygène c'est-à-dire exactement 21 pour 100. « Ce procédé, dit Poggendorff, quant à l'exactitude, ne le cède certainement à aucune des méthodes eudiométriques connues, et il les surpasse toutes en simplicité et en netteté. » (*Annalen der Physik*, année 1847.)

EUXANTHIQUE (Acide). C'est l'acide porryrique de M. Stenhouse. Il se trouve dans le jaune indien (*purra*). M. Erdmann lui donne la formule: C⁵⁰ H¹⁶ O²¹. Il se combine directement avec les alcalis ou les carbonates alcalins, pour former des sels cristallisables, très-solubles. En chauffant au-dessus de 100° l'euxanthate de plomb, on obtient un produit de sublimation cristallin, qui a reçu le nom de *zanthone*. En traitant l'acide euxanthique par de l'acide sulfurique concentré, il se produit un acide complexe, que M. Erdmann a étudié sous le nom d'*acide hémathiouique*. L'*euxanthone*, traitée à froid par l'acide nitrique, oégage au bout de quelque temps des vapeurs rouges, et après le refroidissement il se sépare un acide particulier, l'*acide porphyrenique*; c'est une poudre jaune cristalline qui forme avec le carbonate d'ammoniaque un sel rouge de sang.

FLUIDES ELASTIQUES (Compressibilité des). Les expériences de Boyle et de Mariotte

avaient conduit à cette loi : *Les volumes d'un gaz sont inversement proportionnels aux pressions qu'il supporte.* On avait reconnu depuis quelque temps que cette loi n'était pas exacte dans tous les cas. M. Regnault est un des physiciens qui, par la précision de leurs travaux, l'ont battue en brèche. Les expériences qu'il vient de publier portent sur l'air atmosphérique, le gaz azote, le gaz acide carbonique et l'hydrogène. En voici les résultats :

1° L'air atmosphérique ne suit pas rigoureusement la loi de Mariotte, et il se comprime réellement un peu plus que cela ne devrait avoir lieu d'après cette loi.

2° Le gaz azote présente les mêmes anomalies que l'air atmosphérique. Ce gaz se comprime plus qu'il ne le ferait s'il suivait la loi de Mariotte, et le rapport augmente régulièrement avec la pression.

3° Pour le gaz acide carbonique, la loi de Mariotte ne peut pas même être considérée comme une loi approximative, lorsque l'on observe ce gaz sous des pressions un peu considérables :

4° Le gaz hydrogène ne suit pas mieux la loi de Mariotte que l'air atmosphérique ; mais, ce qui est très-remarquable, il s'en écarte en sens contraire. Ainsi, tandis que l'air atmosphérique et tous les gaz étudiés jusqu'ici se compriment plus que cela ne devrait être, d'après la loi de Mariotte, le gaz hydrogène éprouve une compression moindre que celle qui serait donnée par cette loi, et sa compressibilité diminue à mesure que la pression augmente. La force élastique du gaz hydrogène est donc analogue à celle d'un ressort métallique, qui offre une résistance d'autant plus grande à la compression, qu'il se trouve déjà soumis à une pression plus considérable.

Enfin, la loi de Mariotte doit être considérée comme une *loi limite*, qui n'est rigoureusement exacte que lorsque les gaz sont infiniment dilatés, et dont ils s'écartent d'autant plus qu'on les observe dans un état de plus grande condensation.

FROMENT. La matière noire onctueuse contenue dans le froment malade renferme, d'après M. Carty : une résine mêlée d'huile fixe, 7,0 ; gomme et matière extractive, 7,8 ; ligneux et charbon, 82, 7 ; sels, 2,5.

FUCUS (*Algues marines*). M. Forchhammer a trouvé des quantités considérables de potasse (3 à 8 centièmes) dans les fucus qui croissent sur les bords de la mer. Ces plantes empruntent probablement la potasse aux rochers (schistes alunéux) sur lesquelles elles se développent, et qu'elles modifient ainsi profondément dans leur composition. M. Schweizer a reconnu que dans le *laminaria saccharina* ce sont les carbonates alcalins qui dominent, tandis que dans les *fucus vesiculosus* et *f. serratus* les sulfates sont en excès.

FUMIER. Le fumier ordinaire de ferme a sensiblement la même composition dans des localités différentes.

1° A l'état frais, il contient, d'après M. Richardson,

Eau,	64,96
Matières organiques,	24,71
Sels minéraux,	10,55
	100,00

2° Desséché à 100° :

Carbone,	57,46
Hydrogène,	3,27
Oxygène,	25,32
Azote,	1,76
Cendres,	50,03
	100,00

GARANCE. La plus grande difficulté qu'on a jusqu'ici rencontrée dans l'analyse des principes colorants de la garance consiste dans la séparation exacte de ces différents principes. Les résultats auxquels on est arrivé récemment s'éloignent un peu de ceux qu'avaient obtenus Robiquet, Rouge, Decaisne et Preissner. M. Schiel prépare de la manière suivante le rouge de garance, qui est un des plus beaux corps de la chimie : On broie la racine, et on la laisse pendant un jour macérer avec de l'eau dans une cuve de bois ; on décante l'eau, on presse la garance, et on la fait, à diverses reprises, bouillir avec une solution d'alun concentrée dans une chaudière de cuivre. La décoction filtrée dépose, par le refroidissement, une substance rouge brune, qu'on sépare du liquide surnageant. En traitant la liqueur rouge claire ainsi obtenue par l'acide sulfurique, on voit la matière colorante se déposer dans l'espace de vingt-quatre heures. On lave le dépôt, d'abord avec l'acide chlorhydrique étendu bouillant, puis avec de l'eau froide, et on le dissout dans l'alcool. On chasse l'excès d'alcool par la distillation, et on abandonne le reste du liquide à l'évaporation. Le rouge de garance qui se dépose est dissous à différentes reprises dans l'éther, et celui-ci est évaporé ; jusqu'au tiers, pour qu'il cède peu à peu la matière colorante. (*Annalen der Chemie*, année 1847.)

GAZ (Liquéfaction et solidification des). L'acide carbonique était jusqu'à présent le seul gaz qu'on eût parvenu à obtenir sous forme solide. M. Faraday (*Annalen der Physik*) vient d'amener à l'état solide plusieurs corps gazeux. Ex. gaz acide iodhydrique : solidifié, il est parfaitement limpide, incolore et semblable à la glace ; acide bromhydrique : corps blanc, cristallin, qui se solidifie à -23° ; acide sulfureux : à l'état liquide, il dissout l'asphalte ; solidifié, il présente l'aspect d'un corps cristallin, incolore. Les autres corps gazeux solidifiés sont l'hydrogène sulfuré, le protoxyde d'azote, le cyanogène et l'ammoniaque. Aucun de ces gaz à l'état solide n'est coloré : ils sont tous incolores, transparents et cristallins. — Ces résultats ont été obtenus au moyen d'un appareil particulier, construit par M. Faraday. La plus forte pression qu'il ait employée est de

50 atmosphères; et, à l'aide d'un mélange d'éther et d'acide carbonique liquéfié, il a obtenu un abaissement de température de -11° .

Les gaz qui n'ont donné aucun indice de solidification, ni par un froid de -11° , ni par les pressions indiquées, sont les suivants :

Hydrogène à	27 atmosph.
Oxygène,	27
Azote,	50
Bioxyde d'azote,	50
Oxyde de carbone,	40
Hydrogène bicarboné.	32

GLYCOCOLLE. (*Sucre de gélatine.*) M. Braconnot découvrit en 1820 le sucre de gélatine en traitant l'ichtyocolle par l'acide sulfurique. Ce corps fut ensuite étudié par MM. Boussingault et Mulder. Enfin M. Des-saignes trouva que l'acide hippurique, bouilli avec l'acide chlorhydrique ou tout autre acide fort, se décompose en glycocole (sucre de gélatine) et en acide benzoïque. Comme on obtient ainsi la glycocole pure et en assez grande quantité, M. Horsford vient de profiter de cette circonstance pour mieux approfondir les propriétés et les combinaisons de ce corps, auquel il assigne la formule : $C_4 H_4 NO_6 HO$. La glycocole a une saveur sucrée, mais moins que celle du sucre de canne; elle est inodore et sans action sur les papiers réactifs; elle se dissout dans 4,24 à 4,35 parties d'eau froide; elle est soluble dans l'alcool, plus à chaud qu'à froid; elle est tout à fait insoluble dans l'éther et dans l'alcool absolu. Sa dissolution, chauffée avec une solution concentrée de potasse, prend une couleur rouge magnifique, en dégageant de l'ammoniacque. Cette couleur disparaît par une application de chaleur continue; elle reparaît dès qu'on chauffe la liqueur avec de l'oxyde de plomb ou de l'hydrate de baryte. Une très-petite quantité de glycocole ajoutée à une solution de sulfate cuivrique empêche la précipitation de l'oxyde par la potasse, et la liqueur prend une couleur bleue caractéristique. Les principales combinaisons de glycocole examinées par M. Horsford sont le nitrate neutre, le chlorhydrate, le sulfate, l'oxalate et l'actate. (*Annalen der Chemie*, année 1847.)

ICICA (Résine). Cette résine, conservée dans les collections du Jardin des Plantes sous le nom de *storax de Cayenne*, est de toutes les résines la moins soluble dans l'alcool; elle se présente sous la forme de petites masses ou de grains opaques, d'un blanc jaunâtre, mêlés de quelques débris d'écorce et ayant une odeur assez agréable. Suivant M. Scribe, l'icica donne à l'analyse trois matières résineuses particulières : la *breane*, = $H^{60} C^{64} 3HO$; l'*icicane*, = $C^{80} H^{127} O_3$; et une colophane, = $C^{90} H^{30} O_5$.

IDRYL. M. Boedeker (*Annalen der Chemie*, tom. III, p. 100) retira des minerais bitumineux d'Idria un principe organique particulier, qu'il appela *Idryl*. C'est un corps

blanchâtre, floconneux, insipide, inodore, fusible à 86° . A la température ordinaire, l'acide sulfurique concentré le colore en jaune d'or; à chaud, il le dissout très-facilement, et donne un liquide jaune verdâtre, qui peut être mêlé à l'eau sans la troubler. L'idryl est un carbure d'hydrogène, dont la composition est exprimée par la formule : $C^3 H$.

IF. Les propriétés toxiques de cet arbre (*taxus baccata*), déjà indiquées par des auteurs anciens, mais aux assertions desquels on n'avait guère ajouté foi, viennent d'être complètement mises en évidence par MM. Chevalier, Duchesne et Reynal (*Mémoires sur l'if*, dans les *Annales d'hygiène et de médecine légale*, t. IV, année 1856). Il existe dans l'if un principe énergique (la *taxine*), soluble dans l'éther et qui, par son action particulière, diffère de celle des autres poisons connus. Ce principe se trouve surtout dans les feuilles, fraîches ou desséchées; il est caractérisé par une action spéciale sur le système nerveux: après quelques moments de stupeur, les victimes de l'empoisonnement par l'if tombent comme frappées de la foudre pour ne plus se relever. On a proposé les boissons acides et le café noir comme antidotes.

ILMÉNIEUM. (De *Ilmen*, montagne près de Miask, en Sibérie.) Nouveau corps simple, métallique, découvert par M. Hermann, dans l'yttrérolantalle de Sibérie. Ce minéral, qui devrait être appelé *yltéro-ilménite*, contient l'ilménium à l'état d'*acide ilménique*. Cet acide partage, en grande partie, les propriétés de l'acide tantalique; cependant il s'en distingue d'abord par sa densité (4,10), qui est beaucoup moindre que celle de l'acide tantalique (6,78); puis par la couleur jaune intense qu'il prend par la calcination. Il se distingue de l'*acide niobique* par l'insolubilité totale de son hydrate dans l'acide chlorhydrique. L'équivalent de l'ilménium paraît être beaucoup moins élevé que ceux du tantale et du niobium. (*Journal für-prakt. Chemie*, tome XXXVIII, p. 91.) L'histoire du niobium n'est pas encore complète.

LACTUCONE. M. Lenoir (*Annalen der Chemie*, tome IX, p. 83) appelle lactucone une matière cristalline retirée du *lactucarium*. Cette matière, différente de la *lactuine*, qui est l'alcaloïde du *lactucarium*, est inodore, insipide lorsqu'elle est pure, insoluble dans l'eau, mais assez soluble dans l'alcool, l'éther et le pétrole. Elle fond à 150° . Sa composition est $C^{50} H^{32} O^3$. On l'obtient en traitant le *lactucarium* par l'alcool bouillant; celui-ci la laisse, par le refroidissement, déposer en petits mamelons blancs, qu'on purifie par des solutions répétées.

LICHEN. L'analyse des lichens est fort intéressante, parce qu'elle peut fournir une multitude de produits utiles, employés dans la teinture, la médecine, etc. Dans ces derniers temps, MM. Rochleder, Schunek, Schnedermann et Kuop s'en sont particulièrement oc-

cupés. Les deux derniers chimistes ont publié sur ce sujet un travail étendu, inséré dans les *Annalen der Chemie*, tome I.V, p. 144. Parmi les principes qu'ils ont trouvés dans le *Cetraria islandica*, ils signalent comme nouveaux : 1^o l'acide cétrarique, 2^o l'acide lichénstéarique; 3^o un principe indéterminé; 4^o une matière colorante verte, le thalochlore, analogue à la chlorophylle. Voici comment on procède : le lichen est coupé en petits morceaux; on y verse de l'alcool coupé de manière à le couvrir entièrement; puis on aoute, pour chaque livre, environ 7 grammes de carbonate de potasse; enfin, le mélange est bouilli pendant un quart d'heure. La liqueur, encore bouillante, est passée à travers une toile, et le liquide reçoit de l'acide chlorhydrique jusqu'à manifestation d'une faible réaction acide; on y verse enfin quatre ou cinq fois son volume d'eau; il se produit un précipité abondant, qui est recueilli sur le filtre et lavé à l'eau. Après la dessiccation, il forme une masse verdâtre, dont la couleur est d'autant plus intense que l'ébullition a été plus longtemps prolongée. Il contient, outre la matière colorante verte du lichen, au moins les trois corps différents précédemment signalés. La séparation de ces corps est très-difficile. MM. Schnermann et Knopse proposent ce perfectionner le procédé qu'ils décrivent.

LICHENSTÉARIQUE. (*Acide.*) Corps blanc, cristallin, extrait du *Cetraria islandica*. Il est analogue aux acides gras; sa saveur est rance et nullement amère. Complètement insoluble dans l'eau, il se dissout très-bien dans l'alcool, où il cristallise en tables rhomboïdales. Chauffé à 1000°, il se fond en un liquide jaunâtre sans perdre de son poids. Composition : C²⁹ H²⁵ O⁶.

LITHARGE. (*Oxyde de plomb.*) La litharge en fusion possède, comme l'argent fin lu, la propriété d'absorber des quantités considérables de gaz oxygène (cinquante centimètres cubes par kilogramme). La litharge rouge ne paraît différer de la litharge jaune que par leur groupement moléculaire : celle qu'on refroidit brusquement reste jaune, tandis que celle qu'on refroidit lentement devient rouge. (*Comptes rendus de l'Académie des Sciences*, tome XXI, p. 293.)

LITHINE. Les recherches qui ont été faites par M. Troost sur l'épidokithe et la pétalite (minerais de lithine) promettent, si elles sont continuées, de faire connaître plus complètement le lithium et les sels de lithine. (*Comptes rendus de l'Académie*, 10 nov. 1856.)

MAGNÉSIMUM. Ce métal vient d'être soumis à une étude entièrement nouvelle par M. Sainte-Claire Deville, qui le prépare en chauffant 6 parties de chlorure de magnésium en poudre avec 1 p. de sel marin fondu et 1 partie de fluorure de calcium. Le magnésium ainsi obtenu ressemble tout à fait au cadmium, et jouit de la propriété de se laisser dissoudre et de brûler comme le zinc. Il est

plus léger que l'aluminium (sa densité n'est que de 1,75), malleable et ductile; il se lime très-bien et se brunit à merveille. Il fond à peu près à la même température que le zinc, et brûle avec une flamme éclatante, en déposant du pompholix magnésien. (*Comptes rendus de l'Académie*, 1857.)

MAGNÉTISME. Il résulte des expériences de M. Faraday (*Annalen der Physik*, v. Poggen-dorf, année 1847) que ce ne sont pas seulement le fer, le cobalt et le nickel qui possèdent les propriétés du magnétisme, mais que ces propriétés existent, à des degrés différents, dans le titane, le manganèse, le cérium, le chrome, le plomb, le platine, le palladium, l'arsenic, l'osmium, l'iridium, le rhodium, l'urane, le tungstène, l'argent, l'antimoine, le bismuth, le sodium, le magnésium, le rhodium, le baryum. Enfin, on n'a pas encore trouvé de corps solide ou liquide qui soit parfaitement neutre, c'est-à-dire qui ne soit ni attiré ni repoussé dans l'air. M. Faraday divise ainsi les corps en *magnétiques* et en *diamagnétique* (livrant passage au fluide magnétique).

MANGANÈSE. Les oxydes de manganèse existent dans un grand nombre de produits naturels. Pour en constater la présence, M. Crum propose de chauffer d'abord du peroxyde de plomb avec de l'acide nitrique étendu, et d'y ajouter ensuite la solution qu'il s'agit d'analyser : la liqueur prend aussitôt une couleur rouge pourpre, caractéristique de l'acide permanganique. Cette coloration devient surtout manifeste après que l'excès de peroxyde de plomb s'est déposé. — Les sels de manganèse sont très-souvent souillés de sels de fer; pour séparer ces derniers il suffit, dans les usages industriels, de filtrer la liqueur chaude à travers une couche de chaux. M. Cloetzel (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, tome VII, p. 157) a fait connaître un procédé qui permet de dépouiller certains oxydes de manganèse des dernières traces d'oxydes de cobalt. Ce procédé consiste à traiter la solution métallique bien neutre par un excès de polysulfure de calcium ou de potassium; le sulfure de cobalt se dissout en entier dans ce reactif; le sulfure de manganèse, au contraire, y est complètement insoluble.

MANNE. Matière résineuse, provenant de diverses espèces de frêne. On distingue la manne en larmes et la manne commune. Voici d'après M. Leuchtweiss, les différences de leur composition :

	Manne en larmes,	Manne commune,
Eau,	11,6	13,0
Matières insolubles,	0,4	0,9
Sucre,	9,1	10,3
Mannite,	42,6	37,6
Substance mucilagineuse,	40,0	40,8
Resine, acide organique,		
Matières azotées,		
Cendres,	1,3	1,9
	105,0	104,5

MANNITE. Parmi les champignons les plus riches en mannite, nous signalons *Lagaricus glycosmus*. Ce champignon est très-facile à reconnaître à son odeur de sucre faiblement caramélisé, qui suffit quelquefois pour embauer tout un bois.

Suivant M. Sobrero, on obtient par la réaction de l'acide nitrique sur la manne un corps très-inflamable, qui détone violemment par le choc. Ce corps, appelé *mannite nitrique*, est moins cher que le fulminate de mercure, qu'il pourra remplacer dans la fabrication des amorcés à capsules.

METAUX à l'état spongieux. On ne connaissait encore qu'un très-petit nombre de métaux très-rares et obtenus en quantités minimes, tels que le calcium, le silicium, l'aluminium, etc., lorsque M. Chenot conçut et exécuta l'heureuse idée d'extraire directement de son minerai le fer lui-même à l'état d'éponge. Dans cet état, ce métal, surnommé à juste titre le *pain de l'industrie*, jouit de la propriété précieuse de pouvoir être cémenté à froid, en absorbant, au simple contact d'un carbure hydrogéné ou matière huileuse, la quantité de carbone nécessaire pour se changer en *acier*. Cette fabrication directe de l'acier d'excellente qualité, sans l'intermédiaire de la fonte et du fer en barre, est destinée à inaugurer une nouvelle ère en métallurgie. Son auteur, mort en décembre 1835, qui a inventé aussi une machine (*électro-trieuse*) pour retirer à peu de frais du minerai pauvre toutes les parcelles ferrugineuses, reçut la médaille d'honneur à l'Exposition universelle de 1835.

MYRRHINE. Matière résinoïde, retirée par M. Ruickoldt, de l'extrait alcoolique du *myrrha nova*. Elle fond entre 89 et 94°, et se dissout complètement dans l'éther et imparfaitement dans l'alcool. Chauffée, elle fond à 168°, et se transforme en *acide myrrhique*, dont la composition est représentée par la formule : $C_{18}H_{32}O_8$.

NIOLUM. M. Hermann (*Journal für prakt. Chemie*, tome XXXVIII, p. 91) vient de publier quelques nouveaux détails sur le nouveau corps métallique découvert par M. Il Rose dans le tantale de la Bavière. Quand on chauffe le chlorure ammoniacal de niobium dans un courant de gaz ammoniac sec, il se sublime du sel ammoniac, et il reste un corps poreux, semblable à du noir de fumée; c'est le *niolum*. Ce corps n'est pas oxyde, même à chaud, par les acides nitrique et chlorhydrique, ni par l'eau régale; mais, d'après M. Rose, il se dissout facilement dans un mélange d'acides nitrique et fluorhydrique. Calciné au contact de l'air, il se change en *acide niobique blanc*. L'acide hydraté se dissout complètement dans l'acide chlorhydrique concentré et chaud; au contact du zinc, cette solution se colore d'abord en bleu, puis en brun, par un contact prolongé. L'histoire du niobium laisse encore beaucoup à désirer.

OLÉIQUE. (*Acide.*) M. Buchner (*Repertorium für die Pharmacie*, tome XXXIX, p. 376) dit avoir trouvé des quantités notables d'acide oléique et de cholestérine dans les crachats d'un phthisique. Ceci expliquerait la dégénérescence gracieuse du foie, qu'on remarque presque constamment dans cette maladie.

OR. Pour séparer l'or allié avec l'étain, l'arsenic et le platine, M. Elsner (*Journal für prakt. Chemie*, tome XXXV, p. 310) recommande de précipiter tous ces métaux par le zinc métallique, et de les traiter ensuite par un courant de chlore, dont on favorise l'action par la chaleur: les chlorures d'étain ou d'arsenic sont volatilisés; le platine, en présence des métaux indiqués, est complètement précipité par une dissolution de sel ammoniacal.

OSMAN-OSMIQUE. (*Acide.*) Cet acide vient d'être découvert par M. Straus (*Bulletin de l'Académie de Saint-Petersbourg*). On l'obtient par l'action de l'ammoniacal sur l'acide osmique. Sa composition est représentée par la formule : $Os N_2 + Os O_3$. C'est le premier exemple d'une nouvelle classe d'acides copulés, dans lesquels la copule est un azoture métallique. L'acide osman-osmique forme des sels remarquables par la propriété de faire explosion sous l'influence de la chaleur. On les prépare soit par voie de double décomposition, soit par l'action directe de l'acide sur la base. Le plus connu de ces sels est l'osman-osmiate potassique: il cristallise en octaèdres carrés, se dissout plus facilement dans l'alcool que dans l'eau, et peut être chauffé jusqu'à 180° sans subir de décomposition notable.

OZONE. D'après les expériences de MM. Margriac, Becquerel et Frémy, l'ozone n'est que de l'oxygène *électrique* (1). Pour obtenir une grande quantité d'ozone, M. Schoenbein propose le moyen suivant: on met dans un ballon, de 10 à 15 litres de capacité, une petite quantité d'eau et des bâtons de phosphore de 1 centimètre de diamètre, de manière à ce qu'ils plongent moitié dans l'eau et moitié dans l'air; puis on ferme imparfaitement le ballon, en opérant à la température de 12 à 20° (température ordinaire de l'été). Quand l'opération est terminée (ce dont on s'aperçoit à l'odeur de l'air ozonisé), on renverse le ballon dans une cuve à eau pour en faire sortir les bâtons de phosphore, et on agit pour laver le produit. Enfin on y adapte un bouchon traversé par deux tubes: l'un sert à faire arriver l'eau, l'autre à

(1) D'après mes propres recherches (encore inachevées), j'ai lieu de croire que l'ozone est de l'oxygène combiné avec lui-même (un oxyde d'oxygène) dans des proportions qui restent encore à déterminer; qu'en général tous les corps dits *allo-tropiques* sont des combinaisons d'un même corps avec lui-même; et qu'il y aura ainsi toute une série de composés nouveaux, extrêmement intéressants, à découvrir et à étudier. (F. II., le 30 déc. 1856.)

transmettre l'air ozonisé dans des vases ou tubes propres à le recueillir. Toutes les substances très-oxydables, telles que l'acide nitreux, les huiles essentielles, certains métaux, etc., s'opposent à la formation de l'ozone, ce dont sa composition probable (*oxyde d'oxygène*, voyez la note) rend très-bien compte. Voici ses propriétés à la température de 1° : gaz incolore, très-odorant, ayant la saveur du homard, décolore rapidement le tournesol bleu; brûle l'ammoniaque en la transformant en nitrite, oxyde d'argent; enflamme instantanément et avec lumière l'hydrogène phosphoré; décompose rapidement l'iode de potassium et l'acide chlorhydrique en mettant l'iode et le chlore en liberté, enfin c'est un des plus puissants agents d'oxydation et se détruit à la température de 75°. L'ozone existe naturellement dans l'air, et paraît être un des corps constitutifs de l'atmosphère. On l'y constate au moyen d'un papier imprégné d'iode de potassium et d'amidon (la liqueur dont ce papier est imprégné est formée de 100 grammes d'eau distillée, 10 grammes d'amidon et 1 gramme d'iode de potassium). Avec ce papier, décompe en dix bandelettes de 2 à 3 centimètres de largeur, on a composé une sorte d'échelle *ozonométrique*, fondée sur la différence des teintes; la bandelette blanche en est le 0°, et la bandelette la plus colorée le n° 10. On suspend, pour faire les observations, le papier ioduré dans un endroit exposé à l'air libre, à la lumière indirecte du soleil et loin de tout foyer d'émanations infectes. Après environ 12 heures d'exposition, on retire le papier ioduré, on le trempe dans l'eau, et la coloration du papier mouillé est comparée à l'échelle de l'*ozonomètre*. Les observations ozonométriques se multiplient depuis quelque temps en France et en Allemagne, ou elles se joignent aux observations météorologiques. On est déjà ainsi parvenu à constater que l'ozone se produit plus abondamment dans les hautes régions de l'air que dans les couches inférieures de l'atmosphère, et qu'il diminue lorsque les conditions atmosphériques facilitent l'écoulement du fluide électrique. Enfin, quelques médecins ont trouvé un certain rapport entre la quantité de l'ozone atmosphérique et l'intensité de certaines épidémies, telles que le choléra, qui paraît augmenter avec la diminution de l'ozone de l'air. (H. Seoutetten, *l'Ozone, ou Recherches chimiques, météorologiques, physiologiques et médicales*; Paris, et Metz, 1856).

PARRELINE. (*Acide parrellique.*) Ce corps est analogue à l'acide lécanorique ou lécanorine. On l'obtient en épuisant une espèce de lichen (*lecanora parrella*) par l'alcool bouillant, et évaporant à siccité. On sépare l'éther lécanorique qui s'est produit par l'alcool bouillant, et l'on fait cristalliser. La parrelline présente de petits cristaux brillant; à 100°, elle perd 2 equiv. d'eau et devient opaque.

Elle donne avec la baryte un composé cristallisable. Composition : (23) 117 O⁹ + 2 HO, M. Schunk (*Annalen der Chemie*, tom. 1JV, p. 257) a constaté dans le *lecanora parrella*, entre la parrelline, les principes suivants : 1° de la lécanorine ou acide lécanorique; 2° une matière grasse infusible; 3° deux huiles; 4° de l'inuline; 5° une matière astringente, analogue au tannin.

PECTINE. (*Matière gélatineuse des végétaux.*) M. Frémy a répandu beaucoup de lumière sur les matières gélatineuses des végétaux. Dans un travail récent, présenté à l'Académie des Sciences, il a fait voir qu'il n'est plus possible, comme on l'a fait, de confondre la pectine avec les gommes, avec les mucilages et surtout avec l'acide pectique, qui est dissoluble dans l'eau. Il décrit plusieurs substances isomériques, et leur donne à chacune un nom nouveau. Il appelle *pectose* une matière qui est, comme la cellulose, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, et qui, par l'action des acides les plus faibles, se transforme en *pectine*. Elle se trouve surtout dans le tissu des végétaux, à côté de la cellulose. La *pectose* se rencontre, suivant M. Frémy, dans la plupart des fruits et des racines; sensible à la diastase, elle peut faire subir aux substances gélatineuses des végétaux une série de métamorphoses isomériques. Lorsqu'on introduit dans un flacon un mélange de pectose et de pectine, et qu'on ferme ensuite hermétiquement le flacon, on voit la pectine se transformer successivement en acides *pectosique*, *pectique*, *parapectique* et *metapectique*, sans former aucun produit secondaire. Toutes les substances composées de carbone ne diffèrent entre elles, quant à leur composition, que par les éléments d'eau qu'elles renferment. L'auteur tire de son travail cette conclusion phylogénique importante, que les fruits passent, pour arriver à maturité, par différents états intermédiaires: la pectose prédomine dans les fruits verts; à mesure que la maturité avance, la pectose se change en pectine, et dans les fruits complètement mûrs la pectine est à son tour changée en acide metapectique.

PHOSPHATES. On a beaucoup discuté sur l'origine des phosphates dans le monde organique. Cette question nous semble avoir reçu une solution satisfaisante par un travail récent de M. Bischof (*Gelehrte Anzeigen der Akademie v. München*). On sait que les plantes tirent leurs aliments en grande partie du règne minéral, et parmi les substances qu'elles s'approprient les phosphates alcalins et terreux jouent un grand rôle. Dans les terrains sédimentaires, le carbonate calcaire se trouve quelquefois uni à du phosphate. Or, ce dernier provient, d'après M. Bischof, de certaines roches primitives, telles que le granit, le basalte, le micaschiste, le trapp, le phonolithe, la ponce, l'obsidienne, la hornblende, l'augite, etc. Il s'y trouverait sous forme d'*apatite*. L'auteur appuie son opinion particulièrement sur

des analyses de M. Fownes, qui ont été en partie contredites par M. Kersten. Suivant M. G. Rose, on peut considérer l'apatite comme une combinaison de 1 atome de chlorure ou de fluorure calcique avec 3 atomes de sous phosphate calcique. Mais ce n'est pas seulement du phosphate calcaire, mais encore du phosphate de magnésie qu'on rencontre dans les plantes. Ainsi les graines du *pinus sylvestris* et du *p. picea* contiennent des quantités notables de phosphate magnésique de laquelle roche faut-il le faire dériver? M. Bischof en attribue l'origine à l'apatite talqueuse et à la wagnerite, minéraux beaucoup plus rares que l'apatite proprement dite. Cependant ce dernier minéral renferme aussi quelquefois la magnésie. Quel est maintenant le moyen dont la nature se sert pour attaquer l'apatite et en enlever l'acide phosphorique, la chaux et la magnésie? Ce sont les eaux chargées d'acide carbonique, de sel marin ou de sels ammoniacaux. M. Bischof s'est ainsi assuré, par des expériences directes, que l'apatite (1 partie) se dissout dans 393,000 parties d'eau saturée d'acide carbonique, et après une forte agitation dans 96,370 parties. Le phosphate calcaire contenu dans les os se dissout dans des proportions beaucoup plus fortes; du reste, sa solubilité varie suivant qu'il a été récemment précipité, desséché ou calciné. Le phosphate calcaire naturel, tel qu'il existe dans l'apatite, est donc beaucoup moins soluble que le phosphate calcaire contenu dans les os. Mais nous oublions que le temps, qui est tout pour nous, n'est rien pour la nature, et qu'à la longue les eaux peuvent arriver à dissoudre des quantités considérables de phosphates enlevés à l'apatite ou à d'autres roches. L'eau, après avoir, pendant des siècles, agi sur les roches formant primitivement la croûte terrestre, aura ainsi préparé, par suite d'une série de décompositions, le sol le plus convenable pour la vie des plantes et des animaux.

PHOSPHORE. M. Ralewski (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, 12 avril 1847) vient de proposer un nouveau moyen pour doser le phosphore. Ce moyen consiste à convertir le phosphore en acide phosphorique et à combiner celui-ci avec l'oxyde ferrique. Connaissant la quantité de fer qui existe dans le phosphate ferrique (insoluble dans l'acide acétique), on trouve par le calcul la proportion de l'acide phosphorique.

PICOLINE. Corps incolore, liquide, retiré par M. Anderson (*Annalen der Chemie*, tome IX, p. 86) de la distillation du charbon de terre. C'est une nouvelle base à ajouter aux trois autres connues sous les noms de kyanol, leucol et pyrrol, provenant également de la distillation de la houille. La picoline est d'une odeur pénétrante, un peu aromatique; sa saveur est âcre et brûlante. Elle est très-volatile, bout à 182°, et se mêle en toute proportion avec l'eau. Elle bleuit le papier de tour-

nesol, et se combine directement avec les acides, pour former des sels cristallisables. Sa composition est celle de l'aniline, C¹² H⁷ N.

PIERRES PRÉCIEUSES. M. Gaudin, qui avait déjà obtenu des cristaux de rubis à l'aide du chromate de potasse mêlé à une petite quantité d'alun ammoniacal, vient d'obtenir le corindon ou saphir blanc en cristaux isolés. Vus au microscope, ces cristaux sont remarquables par leur limpidité et la pureté de leurs facettes : les plus gros ont leurs nervures garnies de rangées de petits rubis. Cette cristallisation de l'alumine, qui constitue le corindon, a été obtenue en chauffant dans un creuset brasqué au noir de fumée un mélange préalablement calciné d'alun potassique ou ammoniacal et de salpêtre ou sulfate potassique. M. Gaudin est ainsi arrivé à reconnaître que ce résultat est dû à la transformation de l'alun potassique anhydre en alumine cristallisée d'une part, et en sulfure de potassium de l'autre, avec réduction des oxydes métalliques colorés, c'est-à-dire à la formation de sulfosels dont l'aluminium ne peut faire partie. (*Documents chimiques*.)

PORPHYROXINE. Alcaloïde trouvé par M. Merk dans l'opium de Smyrne, où il existe mêlé à de la narcotine.

RÉSINE des fruits (Fleur des fruits.) Presque tous les fruits, charnus ou drupacés, tels que prunes, raisins, etc., se recouvrent, en mûrissant, d'une mince couche blanchâtre, connue sous le nom de fleur des fruits. C'est une résine particulière, qui permet aux fruits d'acquiescer tout leur développement en empêchant les sucs aqueux de s'échapper à travers l'épiderme. Ce qui confirme cette opinion, c'est que, si l'on vient à enlever cette couche résineuse au moyen de l'éther, on s'aperçoit bientôt de l'altération des fruits : ceux-ci se crispent, en perdant de l'eau, deviennent d'un brun foncé, et finissent par se dessécher ou se putréfier. La résine des fruits, enlevée au moyen de l'éther, a l'aspect d'une poudre blanche, très-légère, douce au toucher, insipide, inodore et insoluble dans l'eau. Elle se distingue des autres résines en ce qu'elle ne se ramollit point avant de se fondre et en ce que son point de fusion est très-élevé (à 250°). (M. Berthelot, *Journal de Pharmacie*, tome IX, p. 177.)

ROBINIQUE (Acide). La racine du faux acacia (*robinia pseudacacia*) renferme un acide particulier, combiné à de l'ammoniacal. M. Reinsch (*Revue scientifique et industrielle*, tome XXVI, p. 342) lui a donné le nom d'acide robinique. Pour l'obtenir on épuise la racine par de l'eau bouillante, on évapore la liqueur jusqu'à consistance sirupeuse, et on l'abandonne quelque temps au repos : il se forme une quantité considérable de rhombédres durs et brillants, qui sont du robiniate d'ammoniacal. Pour isoler l'acide on le combine avec l'oxyde mercurieux, et on traite le nouveau sel par l'hydrogène sulfuré, on ob-

tient ainsi un sirop incolore, qui, traité par l'alcool absolu, se remplit de petites aiguilles cristallines. La racine du *robinia pseudoacacia* contient, outre le robiniate d'ammoniaque, du sucre, des huiles, de la chlorophylle, de la cire, du tannin, une matière colorante jaune, du mucilage, beaucoup d'alumine, de la fécula, des sels, un corps basique que M. Reinsch n'a pu isoler.

ROCELLIQUE. (*Acide*). Espèce d'acide gras, découvert par Heeren dans le *rocella tinctoria* Il est insoluble dans l'eau, et se dissout facilement dans l'alcool et l'éther. Par le refroidissement d'une solution alcoolique concentrée, il cristallise sous forme de petites aiguilles blanches et brillantes. En contact avec la potasse ou l'ammoniaque, il se gonfle et donne une masse gélatineuse, soluble dans l'eau. M. Schunck en exprime la composition par la formule : $C^{24} H^{23} O^6$.

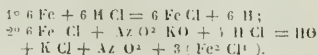
ROSÉE. Les faits que M. Melloni a communiqués récemment à l'Académie des Sciences confirment pleinement le principe de Wells. La rosée ne monte ni ne descend; c'est une condensation de la vapeur aqueuse invisible, se précipitant sur les corps qui se refroidissent plus ou moins vite. Des appareils thermoscopiques, ayant les armures couvertes de vernis, de plombagine, de colle forte, de sciure de bois, de sable, de terre et de feuilles de plantes, ont constamment indiqué un abaissement fort sensible de température avant de se mouiller de rosée; l'intervalle a été quelquefois de plusieurs heures; souvent aussi il y a eu abaissement de température sans précipitation de vapeur à aucune époque de la nuit. Ce dernier phénomène s'est produit d'autant plus fréquemment que les thermomètres étaient placés à une plus grande distance du sol. En opérant à une certaine élévation, on peut donc supprimer ou retarder à volonté la précipitation de la rosée sur les corps et constater parfaitement qu'elle suit toujours et ne précède jamais la production du froid. Pourquoi la rosée ne se dépose-t-elle pas sur les métaux polis? Cette question a beaucoup occupé les physiciens. Les expériences de M. Melloni prouvent définitivement que cette différence tient à l'inégalité du rayonnement. Ainsi le rayonnement du noir de fumée étant égal à 100, celui de l'argent laminé est 3,026 ou = 3,7, suivant MM. de La Provostaye et Desains. La rosée exige donc toujours un certain refroidissement dans le corps qu'elle doit baigner, et les métaux exposés au ciel serain ne se couvrent pas de rosée, parce qu'ils ne se refroidissent que d'une quantité excessivement faible.

RUTHÉNium. M. Claus (*Bulletin de l'Académie impériale de Saint-Petersbourg*) vient d'ajouter de nouveaux détails à l'histoire de ce nouveau corps simple, métallique, qui existe dans l'osmium d'iridium naturel et dans les résidus du minerai de platine russe ou américain. Le ruthénium s'obtient en petits morceaux anguleux d'un éclat métallique,

Sa densité n'est que de 8,6. Il est très cassant, inusité dans la flamme du gaz detonant et presque insoluble dans les acides. Parmi les métaux satellites du platine, c'est après l'osmium celui qui a le plus d'affinité pour l'oxygène. M. Claus en a décrit quatre oxydes: 1^o le *protoxyde*, RuO , qui s'obtient en calcinant dans un courant d'acide carbonique 1 équivalent de chlorure de ruthénium avec du carbonate de soude en excès; 2^o le *sesquioxyde*, Ru^2O^3 , qui s'obtient par la calcination directe du métal en poudre; 3^o le *bioxyde*, RuO^2 , qu'on prépare par la calcination du sulfate de ruthénium, RuS^2 ; 4^o l'*acide ruthénique*, qui existe (non isolé) à l'état de ruthéniate basique de potasse dans la solution du ruthénium calciné avec du salpêtre.

RUTINIQUE. (*Acide*). En faisant bouillir dans du vinaigre ordinaire des tiges de rue deséchées (*ruta graveolens*), exprimant, et abandonnant l'extrait au repos pendant plusieurs semaines, on obtient, suivant M. Borntrager, des cristaux microscopiques d'un acide nouveau qui a reçu le nom d'*acide rutinique*.

SALPÊTRE. M. Pelouze a communiqué récemment à l'Académie des sciences un procédé nouveau et très-simple pour constater la richesse du salpêtre ou nitrate de potasse. (On sait que le nitre ou salpêtre qui entre dans la fabrication de la poudre à canon n'est pas du nitrate de potasse pur, et que celui-ci s'y trouve accompagné d'une quantité variable de chlorure de sodium et d'autres sels.) Le procédé de M. Pelouze repose sur la propriété qu'a le nitrate de potasse de faire passer le fer, dissous dans un acide, à son maximum d'oxydation ou de chloruration, c'est à dire au maximum de son poids. Il s'agissait donc de déterminer d'une manière rigoureuse combien il faut de nitrate de potasse pour produire cet effet. M. Pelouze a ainsi constaté que deux grammes de fer pur (fil de clavecin) dissous dans un excès considérable d'acide chlorhydrique (de 80 à 100 grammes) exigent, pour être portés à l'état de perchlorure, des quantités de nitrate de potasse pur toujours comprises entre 1 gr. 212 et 1 gr. 220, soit, en moyenne, 1 gr. 216. Les gaz qui se dégagent pendant cette réaction sont de l'acide chlorhydrique et du bioxyde d'azote. Ces membres, traduits en équivalents, correspondent à 6 équivalents de fer et à 1 équivalent de nitrate de potasse. L'acide de ce dernier sel se dédouble donc en bioxyde d'azote, qui se dégage, et en 3 équivalents d'oxygène, qui enlèvent 3 équivalents d'hydrogène à l'acide chlorhydrique, pour former 3 équivalents d'eau, et mettre à nu 3 équivalents de chlore, qui s'ajoutant aux 6 équivalents de protochlorure de fer, produisent 3 équivalents de perchlorure, comme l'indiquent ces équations:



On reconnaît que tout le fer est porté au maximum lorsque la liqueur prend une teinte rose par l'addition d'une très-petite quantité de permanganate de potasse. Le sel marin, le chlorure de potassium, les sulfates de potasse et de soude (sels qui tous peuvent se trouver dans le salpêtre) sont sans influence sur la quantité de nitrate de potasse nécessaire à la suroxydation du fer.

Tels sont les principes sur lesquels repose le nouveau procédé. Voici un exemple de son application. On suppose qu'ayant opéré sur 2 grammes de fer et 1 gr. 216 de salpêtre pur, le permanganate de potasse (cameleon minéral) indique que 0 gr. 200 de fer n'ont pas été peroxydés; on en conclut que 2 gr. 000 moins 0 gr. 200 ou 1 gr. 800 de fer ont été portés au maximum. Or, si le sel avait été pur, les 2 gr. 000 de fer auraient été portés au maximum. Or si le sel avait été pur les 2 gr. 000 de fer auraient été entièrement perchlorés; on établit donc la proportion :

$$2,000 : 1, \quad 216 : 1,800 : X.$$

$$X = 1,0344.$$

Il y avait donc un gr. 0344 de nitrate de potasse réel dans 1 g. 516 de salpêtre impur, ou 30 parties dans 100 de ce sel.

« Cette nouvelle méthode, dit l'auteur, présente l'avantage d'une exécution facile; elle demande à peine vingt minutes, et comporte une exactitude de deux à trois millièmes. »

SAPONINE. Cet alcaloïde, retiré de la saponaire (*saponaria officinalis*), se trouve suivant M. Malapert, dans presque toutes les plantes de la famille des cariophyllées, qu'il semble en quelque sorte caractériser.

SASSAFRIDE. Matière amorphe, trouvée par M. Reinsch dans la racine du *laurus sassafras*. Elle se comporte comme un acide faible; elle ne se dissout guère que dans l'alcool faible bouillant. Soumise à la distillation, elle fond, dégage des vapeurs blanchâtres et donne un liquide qui précipite les sels ferriques en bleu verdâtre. (*Repertorium für die Pharmacie*, tome XXXIX, p. 180.)

SILICATES. L'étude des silicates est encore fort incomplète. Elle a été reprise par M. Fremy, qui vient de signaler (*Comptes rendus de l'Académie*, 22 décembre 1856) les résultats suivants: 1° l'acide silicique est polybasique et forme plusieurs séries de sels qui diffèrent entre elles par leurs propriétés générales et les quantités de base qu'elles contiennent; 2° les groupements salins qui constituent la première série ($SiO_3 \cdot Ko + Aq.$ et $SiO_3 \cdot NaO, 20 HO$) peuvent être détruits par la seule action de la chaleur et donnent de la silice pure sous deux états isomériques; les silicates de la dernière série ($SiO_3 \cdot 2KO + Aq.$ et $SiO_3 \cdot 2NaO + Aq.$) sont beaucoup plus stables.

SILICIFICATION. (*Production des pierres artificielles*) M. Kuhlmann a donné le nom de *silicification* à la transformation des cal-

caires tendres et poreux en calcaires siliceux et compactes. En delayant de la craie, en poudre dans une dissolution de silicate de potasse, on obtient un mastic qui durcit lentement à l'air en prenant assez de dureté pour devenir applicable à la restauration des monuments publics, à la fabrication des objets de moulure, etc. La craie en pâte artificielle ou en pierre naturelle, plongée dans une dissolution de silicate de potasse, absorbe, même à froid, une quantité de silice qui peut devenir considérable. En exposant la pierre alternativement et à plusieurs reprises à l'action de la dissolution siliceuse et à l'air, la craie prend un aspect lisse, un grain serré et une couleur plus ou moins jaunâtre, suivant qu'elle était plus ou moins ferrugineuse. Les pierres ainsi préparées sont susceptibles de recevoir un beau poli; le durcissement, d'abord superficiel, pénètre peu à peu au centre alors même que la pierre présente un assez grande épaisseur. Cette production artificielle paraît pouvoir devenir d'une utilité incontestable pour faire des travaux de sculpture, des ornements divers d'un travail même très-délicat; car lorsque la silicification a lieu sur des craies bien sèches, les surfaces ne sont nullement altérées. Des essais faits pour appliquer ces pierres à l'imprimerie lithographique promettent un succès complet. En mêlant au silicate de potasse de petites quantités de sels de manganèse, de cobalt, de plomb, de cuivre, etc., on peut donner à ces pierres artificielles des teintes et marbrure d'un aspect fort agréable. (*Comptes rendus de l'Académie*, 25 juin 1855.)

SILICIUM. Ce corps simple, peut, comme le bore et le carbone, affecter trois états différents, savoir l'état pulvérulent amorphe, l'état graphitoïde lamellaire et l'état cristallin analogue au diamant. C'est au moyen de la réaction du chlorure de silicium sur le sodium et par des procédés identiques à ceux qui servent à la préparation de l'aluminium que M. Sainte-Claire Deville est arrivé à produire du silicium cristallisé, ressemblant à du fer oligiste irisé. Ces cristaux aciculaires sont tantôt des prismes hexagonaux surmontés d'une pyramide très-aiguë à faces courbes non mesurables, tantôt des rhomboédres enfilés en chapelet suivant leur axe de figure, et dont les angles aux arêtes culminantes sont d'environ 69° 30'. Le silicium rhomboédrique raye fortement le verre. Pour le préparer on introduit de l'aluminium placé sur une nacelle dans un tube de porcelaine, que traverse un courant d'hydrogène saturé de vapeurs de chlorure de silicium. Celui-ci est placé dans un flacon tubulé, que l'on chauffe, légèrement en approchant avec précaution un charbon incandescent. On porte le tube au rouge-cerise clair, et l'on continue l'opération jusqu'à ce qu'en regardant dans l'appareil par l'extrémité beante d'une allonge qui le termine on voie plus de vapeurs épaisses de chlorure

d'aluminium. On retire de la nacelle les aiguilles de silleium, que l'on purifie en les traitant successivement par l'eau régale, l'acide fluorique bouillant et le bisulfate de soude fondu. — Le silleium s'allie avec les métaux, particulièrement avec le cuivre, auquel il communique une dureté extrême : c'est l'acier du cuivre. — Le titane obtenu par les procédés tout à fait analogues est une matière semblable à celle du fer oligiste, et infusible à une température où le platine entre en vapeur. (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, 30 avril 1855, et 14 janvier 1856.)

SOUFRE. *Nouveaux oxacides du.* M. Plessy a découvert deux nouveaux oxacides du soufre en étudiant l'action de l'acide sulfureux sur les chlorures de soufre au contact de l'eau. Le premier a pour formule : $S^6 O^6 + Aq$; il est liquide et ne paraît pas se décomposer à la température ordinaire; il donne avec le nitrate d'argent un beau précipité jaune qui passe assez rapidement au brun chocolat; il ne précipite pas les solutions de zinc, de cuivre et de fer. On l'obtient en faisant agir, à la température de l'ébullition, l'acide sulfureux sur le perchlore de soufre. Le second a pour formule : $S^5 O^5$; on ne le connaît guère qu'en combinaison avec les bases et particulièrement avec la baryte. On l'obtient par l'action de l'acide sulfureux sur le protochlorure de soufre. (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, tome XXI, p. 573.) En 1846, M. Wackenroder a découvert un autre oxacide de soufre, auquel il donne le nom d'*acide pentathionique* ($S^5 O^5$). On l'obtient en faisant arriver un courant d'hydrogène sulfuré en excès dans une solution aqueuse d'acide sulfureux, saturée à la température ordinaire. L'acide pentathionique est incolore, inodore, d'une saveur acide et un peu amère; il rougit fortement le papier de tournesol, et ne s'altère pas, même étant exposé pendant six mois à une température de 20°. Affaibli, il donne, avec les carbonates alcalins et terreux, des solutions parfaitement neutres; mais il est impossible, soit par évaporation, soit par addition d'éther et d'alcool, de séparer la combinaison à l'état de sel solide cristallin. C'est en quoi il se distingue des acides de MM. Forcés, Gélis et Plessy.

En résumé, le nombre des oxacides de soufre connus jusqu'à ce jour est au moins de huit. Les voici, d'après leur ordre chronologique :

SO^3 (HO)	acide sulfurique,
SO^2	acide sulfureux,
$S^2 O^5$	acide hyposulfurique,
$S^2 O^2$	acide hyposulfureux,
$S^4 O^5$	acide de MM. Forcés et Gélis,
$S^4 O^5$	acide (isomère) de M. Plessy,
$S^5 O^6$	autre acide de M. Plessy,
$S^5 O^6$	acide de M. Wackenroder.

SUCRE. Suivant MM. Tilley et Maclagan (*Philosophical magazine*, 3^e sér., vol. XXVIII, p. 12), le sucre de canne se transforme, dans

certaines circonstances, en une substance isomérique avec la cellulose et l'insuline. C'est une substance épaisse et filante qui se produit, à la longue dans les limonades et orangeades gazeuses, qu'on prépare, comme on sait, en comprimant du gaz acide carbonique dans des solutions de sucre aromatisées avec certaines huiles essentielles.

SULFHYDRIQUE (Acide). Certains corps poreux, le linge en particulier, ont la propriété de déterminer la conversion de l'hydrogène sulfuré en acide sulfurique dans des conditions de température peu éloignées de la température ordinaire. Dans les grandes villes, à Londres en particulier, on a remarqué que les masses de fer ou de fonte exposées à l'air éprouvent des érosions qu'on a attribuées à la présence du gaz sulfuré dans l'air; mais ces érosions semblent être dues plutôt à l'action de l'hydrogène sulfuré qu'exhalent les nombreux égouts de la ville de Londres. Les émanations d'hydrogène sulfuré, très-générales d'ailleurs, peuvent donc devenir l'occasion de productions lentes d'acide sulfurique et, par suite, de sulfates. Là où des bases se rencontrent pour le saturer, « Le soufre, dit M. Dumas, pourrait donc transporter, à travers l'air, des sulfates qui le renferment dans les grands amas d'eau aux terres qui en ont besoin pour la végétation des plantes qu'elles alimentent, ou pour la production des animaux que celles-ci doivent nourrir. » (*Comptes rendus de l'Académie des sciences*, 26 oct. 1856.)

SULFOCYANURE D'AMMONIUM. Ce sel est un des meilleurs réactifs de l'acide prussique. M. Liebig propose pour le préparer un procédé très-simple, qui consiste à saturer 2 parties d'ammoniaque caustique liquide, de 0,95 densité, par du gaz hydrogène sulfuré; à mêler la liqueur avec 6 parties d'ammoniaque de même densité, à ajouter au mélange 2 parties de fleurs de soufre et le produit de distillation, obtenu avec 6 parties de sel de sang lixiviel, 3 parties d'acide sulfurique concentré et 18 parties d'eau.

SULFURIQUE (Acide) glacial. M. Bareswil vient de proposer un moyen très-simple pour préparer l'acide sulfurique glacial anhydre. Ce moyen consiste à distiller l'acide ordinaire concentré (monohydrate) sur de l'acide phosphorique anhydre; ce dernier s'empare de toute l'eau du premier. Mais ce moyen, quoique d'une exécution facile, restera probablement sans application à cause des difficultés qu'on éprouve à se procurer de l'acide phosphorique parfaitement anhydre.

SILICE. M. Götup-Börsanz (*Annalen der Chemie*, tome LXI, p. 31) a montré que les plumes des oiseaux granivores contiennent des quantités considérables de silice, et particulièrement dans les barbes. Les plumes des oiseaux carnassiers en contiennent beaucoup moins.

TERRE LABOURABLE. Il résulte des expériences de M. Philippe que la terre labourable

renferme des quantités notables de *protoxyde de fer*; la proportion la plus commune est de 5 centièmes. La terre des Indes en contient 15 centièmes. Cet oxyde si peu stable à l'air paraît provenir de l'action desoxydante que les matières organiques exercent sur les peroxydes de fer; il se rencontre principalement dans les couches inférieures. Les autres principes qui entrent dans la composition de la terre laboulee sont : 40 à 70 centièmes de silice, 10 à 20 d'alumine, 5 à 15 de carbonate de chaux, 3 à 10 de matière organique, 2 à 3 d'eau et des proportions moins considérables de sel de potasse ou de soude, de sulfate de chaux et de carbonate de magnésie. (*Philosophical magazine*, 3^e série, vol. XXVI, p. 437.)

THALLOCHLORE. Matière colorante verte extraite du *Cetraria islandica* par MM. Selme-dermann et Knop. Cette matière, analogue à la chlorophylle, se dissout dans l'éther; sa dissolution, d'un beau vert foncé, contient des traces d'acide stearique et d'acide lichens-tearique. Le premier acide se sépare en grande partie lorsqu'on évapore une partie de l'éther.

THIAlDINE. Base organique, préparée artificiellement par MM. Liebig et Woelder; elle est exempte d'azote, et contient du carbone et de l'hydrogène dans le même rapport que dans l'acide acétique, ainsi que du nitrogène et du soufre dans le même rapport que dans le sulfure d'ammonium.

Sa composition a été représentée par la formule $C^{12} NH^{13} S_4$. — La thialdine forme de gros cristaux incolores, brillants, fusibles à 130°, et répandant une odeur aromatique particulière. Elle est très-peu soluble dans l'alcool, et se dissout très-bien dans l'éther. Elle forme, avec les acides, particulièrement avec les acides nitrique et chlorhydrique, des sels qui cristallisent parfaitement. On obtient la thialdine en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfure à travers de l'aldéhyde ammoniacale. La selenaldine se prépare de la même manière, en substituant l'hydrogène sulfure au gaz hydrogène selenié. Elle forme de petits cristaux incolores, qui paraissent être isomorphes avec la thialdine.

TREMBLEMENTS DE TERRE. D'après la théorie de M. Ferd. Hofer, les tremblements de terre, si fréquents depuis quelque années, ont pour cause l'électricité dont la terre est chargée. Ce seraient donc de véritables orages; seulement, au lieu de se manifester dans l'air, ils éclatent au sein même du globe. Aussi l'auteur divise-t-il les orages en trois classes, suivant le milieu où ils se manifestent : 1^o *orages atmosphériques* (orages proprement dits); 2^o *orages souterrains* ou *intrestres* (tremblements de terre); 3^o *orage aero-terrestres* ou *mixtes*, causés par le passage de l'électricité de la terre à l'air, ou de l'air à la terre.

Ce n'est qu'à l'aide de cette théorie que l'on explique d'une manière satisfaisante les

effets si étranges, tels que transports de meubles, déracinement d'arbres, malaise senti par les animaux, effets qui accompagnent les tremblements de terre et qui sont absolument inexplicables par la supposition d'une force autre que l'électricité. Elle explique aussi parfaitement l'activité des volcans aux moments des tremblements de terre, ainsi que leur intermittence. « Les volcans, dit M. Hofer, sont des foyers ou réservoirs de matières combustibles, qui n'ont nullement besoin de communiquer avec le feu central. Ces foyers, espèces de poudrières, s'allument et font explosion au passage de la foudre d'un orage souterrain qui peut éclater à des profondeurs variables du globe. Si les matières combustibles se renouvellent à mesure qu'elles se consomment, on aura des volcans *permanents*; si elles s'épuisent complètement, on aura des volcans *éteints*; enfin, si, dans des intervalles de repos, les matières combustibles se régénèrent par des actions chimiques ou par des infiltrations salines, on aura les volcans *intermittents*, presque tous actuellement situés dans le voisinage de la mer. » (*Comptes rendus de l'Académie des Sciences*, 28 mai 1855.)

URINE. L'urine fraîche offre une réaction sensiblement alcaline; mais par suite de l'évaporation spontanée ou artificielle, elle devient acide. Cette acidité tient, d'après les expériences de M. Jones (*Philosophical magazine*, 3^e série, vol. XXVI, p. 234), à la décomposition des sels ammoniacaux qui, par l'évaporation, perdent une partie de leur base.

VALÉRIANIQUE. (Acide.) Les baies du *valerianum opus* (boules de neige) renferment de l'acide valérianique. M. de Moro (*Annalen der Chemie*, tome LV, p. 330) s'en est assuré en distillant ces baies ainsi que l'écorce de jeunes tiges avec de l'eau aiguillée par de l'acide sulfurique. Le romage vieux contient également des quantités notables d'acide valérianique. M. L. Bonaparte a trouvé cet acide accompagnant l'acide butyrique dans le blé avarié. D'un autre côté M. Liebig a montré que la caséine, traitée par la potasse, se transforme partiellement en acide valérianique.

VERRE. Le verre en poudre, au contact de l'eau ou de l'air, se décompose, comme l'a démontré M. Pelouze, avec une facilité extrême. À l'air, la poudre absorbe rapidement de l'acide carbonique; elle fait au bout de peu de temps une vive effervescence avec les acides; maintenue pendant plusieurs heures en ébullition avec du sulfate de chaux, elle produit une quantité notable de sulfate de soude. Cette réaction explique pourquoi les murs et le sol des ateliers dans lesquels on doucit les glaces se recouvrent toujours d'efflorescences consistant en sulfate de soude; le plâtre qui sert au scellage des glaces fournit l'acide sulfurique, et le verre la soude. — D'après le même chimiste, la devitrification (produite par un re-

refroidissement très-lent du verre fondu) consiste en un simple changement physique du verre : la masse dévitrifiée entoure comme un dissolvant solidifié un noyau de cristaux qui ont la même composition que le verre non cristallisé. (*Comptes rendus de l'Académie des Sciences*, 25 juin 1855, et 21 juillet 1856.)

VINAIGRE. Le vinaigre est souvent falsifié avec de l'acide sulfurique. Pour découvrir la fraude, M. Bettger a proposé l'emploi du chlorure de calcium; car un sel de baryte soluble ne saurait convenir, puisqu'il précipiterait en même temps tous les sulfates qui pourraient se trouver naturellement dans le vinaigre. Si l'on ajoute du chlorure de calcium cristallisé à du vinaigre contenant 1,000 d'acide sulfurique, et que l'on chauffe le mélange jusqu'à l'ébullition, on remarque, après le refroidissement, un dépôt de sulfate de chaux. Quand le vinaigre contient une quantité d'acide sulfurique plus considérable, le dépôt se forme déjà avant le refroidissement de la liqueur.

WISKEY. Liqueur alcoolique fort usitée en Angleterre; on l'obtient en faisant fermenter

un mélange d'orge germé et de levure de bière et le soumettant à la distillation. Mais on dessèche auparavant les gemmules de l'orge à l'aide de la fumée que produit la combustion de la tourbe. Les vapeurs alcoolique, aqueuse et huileuse sont condensées dans des serpentins. La première partie est un mélange d'huile et d'esprit-de-vin brut. La deuxième partie est du wiskey fort et pur, qui, étendu d'un peu d'eau, est versé dans le commerce; la dernière partie est un wiskey faible, qui est appelé *low-wine*; il est traité par une nouvelle distillation, qui permet d'en retirer tout le wiskey. L'huile en question surnage le liquide de la première partie, qu'on conserve dans des tonneaux. On n'obtient pas de traces de cette huile si avant la fermentation on ajoute au malt une petite quantité de houblon. Aussi ne se forme-t-elle pas dans la fabrication de la *pale*, du *porter* et d'autres bières. L'huile ainsi séparée est limpide, d'un vert foncé, d'une odeur forte et assez agréable; elle s'épaissit à l'air. Elle diffère par sa composition de l'huile de pommes de terre et de l'éther cœnanthique.

FIN.

PLEASE DO NOT REMOVE
CARDS OR SLIPS FROM THIS POCKET

UNIVERSITY OF TORONTO LIBRARY

QD Hoefer, Jean Chretien Ferdinand
5 Dictionnaire de chimie et
H57 de physique
1860

P&ASci.

